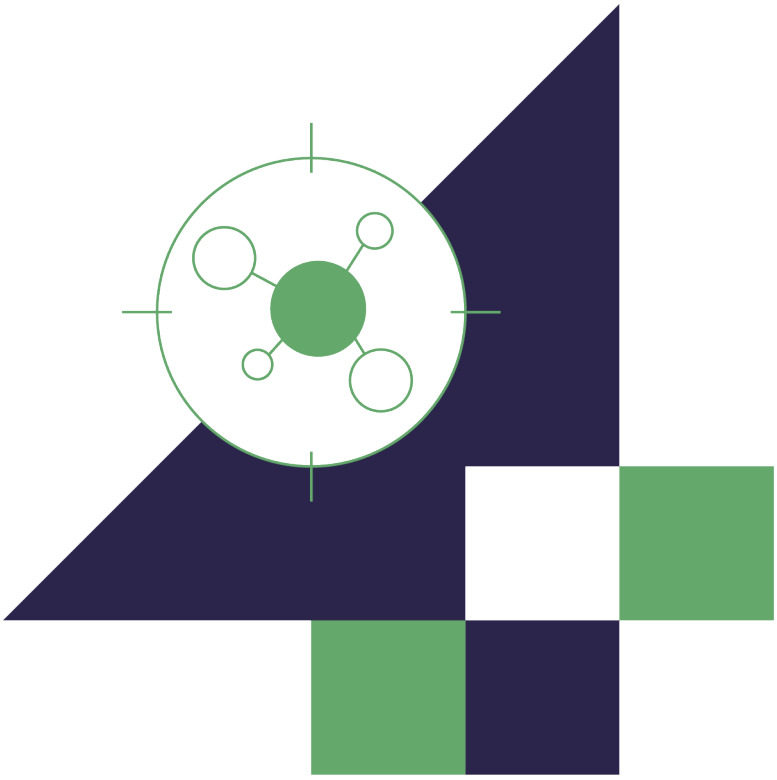


Science

الحقيبة التدريبية لمسار العلوم

المرحلة الأولى

كيمياء

فهرس الموضوعات

م	الموضوع	المكونات	الصفحات
1	البنية الذرية Atomic structure	• تركيب الذرة Composition of the atom • قانون حفظ الكتلة The Law of Conservation of Mass • قانون النسب الثابتة The Law of Definite Proportions • قانون النسب المتضاعفة The Law of Multiple Proportions • بعض نماذج الذرة الرئيسية Historical Atomic Models • تركيب الذرة Atomic Structure • التوزيع الإلكتروني Electron Configuration	3 - 19
2	الجدول الدوري وتصنيف العناصر The Periodic Table and Classification of Elements	• تصنيف العناصر Classification of Elements • البناء الحديث للجدول الدوري Modern construction of the periodic table • تقسيم عناصر الجدول الدوري Division of the elements of the periodic table	20 - 26
3	الروابط والمركبات الأيونية Ionic Bonds and Ionic Compounds	• الأيونات Ions • الروابط الأيونية Ionic Bonds • خصائص المركبات الأيونية Properties of Ionic Compounds • خطوات كتابة الصيغة الكيميائية للمركبات الأيونية Steps for Writing the Chemical Formula of Ionic Compounds • الرابطة الفلزية Metallic Bond	27 - 35
4	الروابط والمركبات التساهمية Covalent Bonds and Compounds	• نموذج الترابط التساهمي The Covalent Bonding Model • تكوين الرابطة التساهمية The Formation of a Covalent Bond • خصائص الرابطة التساهمية Properties of a Covalent Bond • تسمية الجزيئات Naming Molecules • الفرق في الكهروسالبية (ΔEN) وقطبية الرابطة The Electronegativity Difference (ΔEN) and Bond Polarity	36 - 42

01 Atomic structure 1- البنية الذرية

Composition of the atom تركيب الذرة

إذا قطعتَ قطعةً من الجرافيت من طرف قلم رصاص إلى قطع أصغر فأصغر، إلى أي مدىً يُمكنك الوصول؟ هل يُمكنك تقسيمها إلى الأبد؟ هل ستُصادف في النهاية بعض الجسيمات الأساسية التي لم تعد قابلةً للتجزئة، ليس لصغر حجمها المُطلق، ولكن بسبب طبيعة المادة؟ لقد طُرح هذا السؤال الجوهري حول طبيعة المادة من قِبل المُفكرين لأكثر من ألفي عام. وقد اختلفت إجاباتهم بمرور الوقت. على مقياس الأشياء اليومية، تبدو المادة مُتصلة، أو قابلةً للتجزئة بلا حدود. وحتى حوالي 200 عام مضت، اعتقد العديد من العلماء أن المادة مُتصلة بالفعل - ولكن ثبت خطأ هذا التصور. إذا قسّمتَ الجرافيت من طرف قلم الرصاص إلى قطع أصغر فأصغر (أصغر بكثير مما يُمكن للعين رؤيته)، فسينتهي بك الأمر في النهاية إلى ذرات كربون مُنفردة. تأتي كلمة ذرة من الكلمة اليونانية atomos، والتي تعني "غير قابل للتجزئة". لا يُمكنك تقسيم ذرة كربون إلى قطع أصغر ويظل لديك الكربون. تتكون كل المادة العادية من الذرات، إذا كنت تريد أن تفهم المادة، يجب أن تبدأ بفهم الذرات.

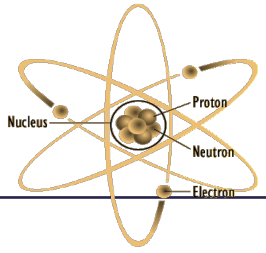
If you cut a piece of graphite from the tip of a pencil into smaller and smaller pieces, how far could you go? Could you divide it forever? Would you eventually run into some basic particles that were no longer divisible, not because of their sheer smallness, but because of the nature of matter? This fundamental question about the nature of matter has been asked by thinkers for over two millennia. Their answers have varied over time. On the scale of everyday objects, matter appears continuous, or infinitely divisible. And until about 200 years ago, many scientists thought that matter was indeed continuous—but they were proven wrong. If you were to divide the graphite from your pencil tip into smaller and smaller pieces (far smaller than the eye could see), you would eventually end up with individual carbon atoms. The word atom comes from the Greek atomos, meaning “indivisible ”.

You cannot divide a carbon atom into smaller pieces and still have carbon. Atoms compose all ordinary matter—if you want to understand matter, you must begin by understanding atoms.

The Modern Atomic Theory and the Laws it is Based On النظرية الذرية الحديثة والقوانين التي تستند إليها

انبثقت النظرية الذرية (فكرة أن جميع المواد تتكون من ذرات) من الملاحظات والقوانين. أهم ثلاثة قوانين أدت إلى تطوير النظرية الذرية وقبولها هي: قانون حفظ الكتلة، وقانون النسب الثابتة، وقانون النسب المتضاعفة.

The atomic theory (the idea that all matter is composed of atoms) grew out of observations and laws. The three most important laws that led to the development and acceptance of the atomic theory are the law of conservation of mass, the law of definite proportions, and the law of multiple proportions.



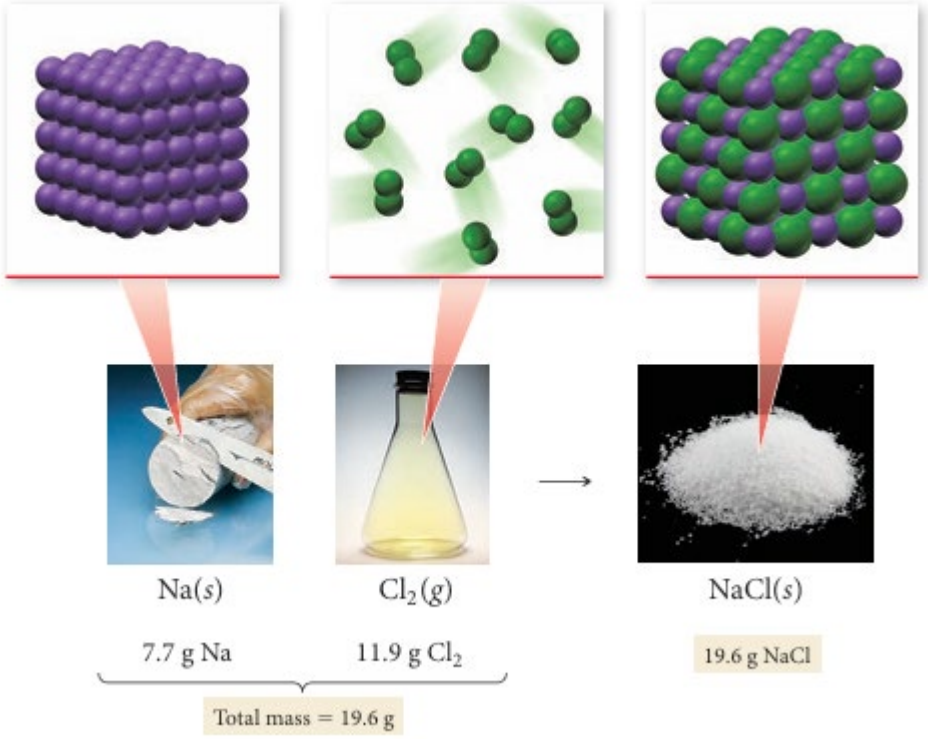
The Law of Conservation of Mass قانون حفظ الكتلة

في عام 1789 صاغ أنطوان لافوازييه قانون حفظ الكتلة، الذي ينص على: في التفاعل الكيميائي، لا تُستحدث المادة ولا تفنى.

In 1789, Antoine Lavoisier formulated the law of conservation of mass, which states: In a chemical reaction, matter is neither created nor destroyed.

بمعنى آخر، عند حدوث تفاعل كيميائي، لا تتغير الكتلة الكلية للمواد المشاركة في التفاعل. على سبيل المثال، لنفترض حدوث تفاعل بين الصوديوم والكلور لتكوين كلوريد الصوديوم. الكتلة الكلية للصوديوم والكلور المتفاعلين (المتفاعلات) تساوي تمامًا كتلة كلوريد الصوديوم المتكوّن (الناتج) كما هو موضح في الشكل 1-1. يتوافق هذا القانون مع فكرة أن المادة تتكون من جسيمات صغيرة غير قابلة للتدمير. تُعيد الجسيمات ترتيب نفسها أثناء التفاعل الكيميائي، ولكن تبقى كمية المادة محفوظة لأن الجسيمات نفسها غير قابلة للتدمير (على الأقل بالوسائل الكيميائية).

In other words, when a chemical reaction occurs, the total mass of the substances involved in the reaction does not change. For example, consider the reaction between sodium and chlorine to form sodium chloride. The combined mass of the sodium and chlorine that reacts (the reactants) exactly equals the mass of the sodium chloride that forms (the product) as shown in Figure 1-1. This law is consistent with the idea that matter is composed of small, indestructible particles. The particles rearrange during a chemical reaction, but the amount of matter is conserved because the particles themselves are indestructible (at least by chemical means).



كتلة المتفاعلات (Mass of reactants) = كتلة النواتج (Mass of product)

الشكل 1-1: تفاعل الصوديوم مع الكلور

Figure 1-1: The reaction of sodium with chlorine

The Law of Definite Proportions قانون النسب الثابتة

في عام 1797، أجرى الكيميائي الفرنسي جوزيف بروست ملاحظات حول تركيب المركبات. ووجد أن العناصر المكونة لأي مركب موجودة دائمًا بنسب ثابتة (أو محددة) في جميع عيناته. في المقابل، يمكن أن توجد مكونات الخليط بأي نسب. لخص بروست ملاحظاته في قانون النسب الثابتة: عينات أي مركب، بغض النظر عن مصدرها أو طريقة تحضيرها، تحتوي على نفس نسب العناصر المكونة لها.

In 1797, the French chemist Joseph Proust made observations on the composition of compounds. He found that the elements composing a given compound always occur in fixed (or definite) proportions in all samples of the compound. In contrast, the components of a mixture can be present in any proportions whatsoever. Proust summarized his observations in the law of definite proportions: samples of a given compound, regardless of their source or how they were prepared, have the same proportions of their constituent elements.

على سبيل المثال، ينتج عن تحلل 18.0 g من الماء 16.0 g من الأكسجين و2.0 g من الهيدروجين، أو نسبة كتلة الأكسجين إلى الهيدروجين:

For example, the decomposition of 18.0 g of water results in 16.0 g of oxygen and 2.0 g of hydrogen, or an oxygen-to-hydrogen mass ratio of:

$$Mass\ ratio = \frac{16.0\ g\ O}{2.0\ g\ H} = 8.0\ or\ 8{:}1$$

تنطبق هذه النسبة على أي عينة من الماء النقي، بغض النظر عن مصدرها. ينطبق قانون النسب الثابتة على كل مركب. الأمونيا مركب مكون من النيتروجين والهيدروجين. تحتوي الأمونيا على 14.0 g من النيتروجين لكل 3.0 g من الهيدروجين، مما ينتج عنه نسبة كتلة النيتروجين إلى الهيدروجين 4.7 .

This ratio holds for any sample of pure water, regardless of its origin. The law of definite proportions applies to every compound. Consider ammonia, a compound composed of nitrogen and hydrogen. Ammonia contains 14.0 g of nitrogen for every 3.0 g of hydrogen, resulting in a nitrogen to hydrogen mass ratio of 4.7.

$$Mass\ ratio = \frac{14.0\ g\ O}{3.0\ g\ H} = 4.7\ or\ 4.7{:}1$$

مرة أخرى، هذه النسبة ثابتة في جميع عينات الأمونيا. ويشير قانون النسب الثابتة أيضًا إلى فكرة أن المادة تتكون من ذرات. للمركبات نسب ثابتة من العناصر المكونة لها لأن الذرات التي تتكون منها، ولكل منها كتلة محددة، توجد بنسبة ثابتة. وبما أن نسبة الذرات ثابتة في جميع عينات مركب معين، فإن نسبة الكتل ثابتة أيضًا.

Again, this ratio is the same for every sample of ammonia. The law of definite proportions also hints at the idea that matter is composed of atoms. Compounds have definite proportions of their constituent elements because the atoms that compose them, each with its own specific mass, occur in a definite ratio. Since the ratio of atoms is the same for all samples of a particular compound, the ratio of masses is also the same.

مثال 1-1:

تم تحليل عينتين من ثاني أكسيد الكربون إلى العناصر المكونة لها. أنتجت إحداهما 25.6 g من الأكسجين و 9.60 g من الكربون، بينما أنتجت الأخرى 21.6 g من الأكسجين و8.10 g من الكربون. بيّن أن هذه النتائج تتوافق مع قانون النسب الثابتة.

Example 1-1

Two samples of carbon dioxide are decomposed into their constituent elements. One sample produces 25.6 g of oxygen and 9.60 g of carbon, and the other produces 21.6 g of oxygen and 8.10 g of carbon. Show that these results are consistent with the law of definite proportions.

.....

.....

.....

.....

.....

The Law of Multiple Proportions قانون النسب المتضاعفة

في عام 1804، نشر جون دالتون قانونه للنسب المتضاعفة:

In 1804, John Dalton published his law of multiple proportions:

عندما يكوّن عنصران (لنسمّهما A وB) مركبين مختلفين، يُمكن التعبير عن كتل العنصر B التي تتحد مع 1g من العنصر A كنسبة أعداد صحيحة صغيرة.

When two elements (call them A and B) form different compounds, the masses of element B that combine with 1 g of element A can be expressed as a ratio of small whole numbers.

عندما يتحد عنصران A وB لتكوين أكثر من مركب واحد، تتحد ذرة من A مع ذرة واحدة أو ذرتين أو ثلاث ذرات أو أكثر من B (AB_1، AB_2، AB_3، إلخ). لذلك، فإن كتل B التي تتفاعل مع كتلة ثابتة من A تكون دائمًا متناسبة مع بعضها البعض كنسب أعداد صحيحة صغيرة. لنأخذ مركبي أول أكسيد الكربون وثاني أكسيد الكربون اللذان يتكونان من نفس العنصرين: الكربون والأكسجين. رأينا في المثال السابق أن نسبة كتلة الأكسجين إلى الكربون في ثاني أكسيد الكربون هي 1:2.67؛ وبالتالي، يتفاعل 2.67g من الأكسجين مع 1 g من الكربون. أما في أول أكسيد الكربون، فإن نسبة كتلة الأكسجين إلى الكربون هي 1:1.33، أو 1.33 g من الأكسجين لكل 1 g من الكربون.

when two elements A and B combine to form more than one compound, an atom of A combines with either one, two, three, or more atoms of B (AB_1, AB_2, AB_3, etc.). Therefore, the masses of B that react with a fixed mass of A are always related to one another as small whole-number ratios. Let's take the two compounds carbon monoxide and carbon dioxide, which are made of the same two elements.: carbon and oxygen. We saw in the previous example that the mass ratio of oxygen to carbon in carbon dioxide is 2.67:1; therefore, 2.67 g of oxygen reacts with 1 g of carbon. In carbon monoxide, however, the mass ratio of oxygen to carbon is 1.33:1, or 1.33 g of oxygen to every 1 g of carbon.

إن نسبة هاتين الكتلتين في حد ذاتها هي عدد صحيح صغير.

The ratio of these two masses is itself a small whole number.

$$\frac{Mass\ oxygen\ to\ 1\ g\ carbon\ in\ carbon\ dioxide}{Mass\ oxygen\ to\ 1\ g\ carbon\ in\ carbon\ monoxide} = \frac{2.67}{1.33} = 2$$

بمساعدة النماذج الجزيئية في الشكل أدناه، يُمكننا أن نرى سبب كون النسبة 2:1
يحتوي ثاني أكسيد الكربون على ذرتي أكسجين لكل ذرة كربون، بينما يحتوي أول أكسيد الكربون على ذرة واحدة فقط. بالطبع، لم يكن لدى جون دالتون ولا جوزيف بروست أي نوع من الأجهزة الحديثة القادرة على كشف الذرات الفردية - فقد دعم دالتون أفكاره الذرية بشكل أساسي باستخدام كتل العينات.

With the help of the molecular models in the figure below, we can see why the ratio is 2:1
carbon dioxide contains two oxygen atoms to every carbon atom, while carbon monoxide contains only one. Of course, neither John Dalton nor Joseph Proust had access to any kind of modern instrumentation that could detect individual atoms. Dalton supported his atomic ideas primarily by using the masses of samples.

ثاني أكسيد الكربون
Carbon dioxide

كتلة الأكسجين التي تتحد مع 1g من الكربون = 2.67 g
Mass oxygen that combines with 1 g carbon = 2.67 g

أول أكسيد الكربون
Carbon monoxide

كتلة الأكسجين التي تتحد مع 1g من الكربون = 1.33 g
Mass oxygen that combines with 1 g carbon = 1.33 g

مثال 2-1:

يُكوّن النيتروجين مع الأكسجين عدة مركبات، منها ثاني أكسيد النيتروجين وأول أكسيد ثنائي النيتروجين. يحتوي ثاني أكسيد النيتروجين على 2.28 g من الأكسجين لكل 1 g من النيتروجين، بينما يحتوي أول أكسيد ثنائي النيتروجين على 0.570 g من الأكسجين لكل 1 g من النيتروجين. بيّن أن هذه النتائج تتوافق مع قانون النسب المتضاعفة.

Example 1-2

Nitrogen forms several compounds with oxygen, including nitrogen dioxide and dinitrogen monoxide. Nitrogen dioxide contains 2.28 g oxygen to every 1.00 g nitrogen, while dinitrogen monoxide contains 0.570 g oxygen to every 1.00 g nitrogen. Show that these results are consistent with the law of multiple proportions.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

مثال 3-1:

مُرّر 73 g من غازكلوريد الهيدروجين HCl في محلول يحتوي على 158g من ثيوكبريتات الصوديوم فتكون 117 g من ملح الطعام و 64 g من غاز ثاني أكسيد الكبريت SO_2 و 32 g من الكبريت و 18 g من الماء. هل النتائج تؤيد قانون حفظ الكتلة؟

Example 1-3

73 g of HCl gas is passed through a solution containing 158 g of sodium thiosulfate, resulting in 117 g of table salt, 64 g of SO_2 gas, 32 g of sulfur, and 18g of water. Do the results support the law of conservation of mass?

.....

.....

.....

.....

Dalton's Atomic Theory نظرية دالتون الذرية

في عام 1808، شرح جون دالتون القوانين التي ناقشناها سابقًا في نظريته الذرية:

In 1808, John Dalton explained the laws we just discussed with his atomic theory:

- تتكون المادة من أجزاء صغيرة جداً تُسمى الذرات.
- Matter is made up of very small particles called atoms.
- الذرات لا تتجزأ ولا تفنى.
- Atoms are indivisible and indestructible.
- تتشابه الذرات المكونة للعنصر في الحجم والكتلة والخواص الكيميائية.
- The atoms that make up an element are similar in size, mass, and chemical properties.
- تختلف ذرات عنصر عن ذرات العناصر الأخرى.
- Atoms of one element differ from atoms of other elements.
- الذرات المختلفة تتحد بنسبة عددية بسيطة لتكوين مركبات.
- Different atoms combine in a simple numerical ratio to form compounds.
- في التفاعلات الكيميائية: تنفصل الذرات أو تتحد أو يعاد ترتيبها.

-In chemical reactions: atoms separate, combine, or rearrange.

The Evolution of the Atom تطور مفهوم الذرة

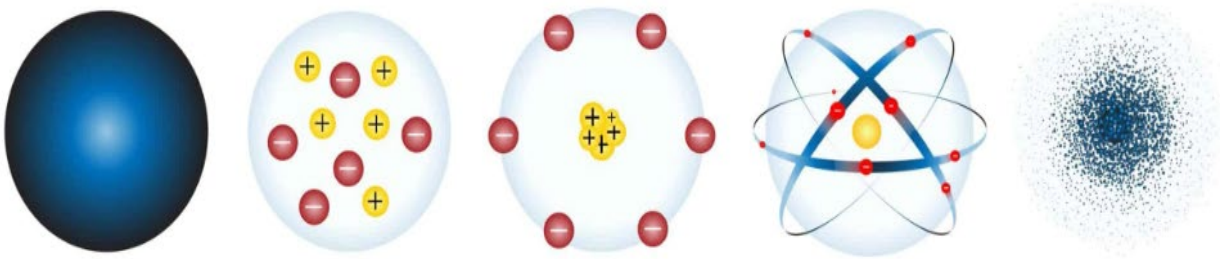
تُمثّل الذرة اللبنة الأساسية للمادة، وفهم تركيبها هو مفتاح لفهم الخصائص الكيميائية والفيزيائية للعناصر وتفاعلاتها. لقد تطور مفهوم الذرة من فكرة "الجسيم غير القابل للتجزئة" (دالتون) إلى النموذج الحديث القائم على ميكانيكا الكم.

The atom represents the basic building block of matter, and understanding its composition is key to understanding the chemical and physical properties of elements and their interactions. The concept of the atom has evolved from the idea of an "indivisible particle" (Dalton) to the modern model based on quantum mechanics.

بعض نماذج الذرة الرئيسية (Historical Atomic Models)

يُظهر المخطط التالي في الشكل 2-1 التسلسل التاريخي لتطور فهمنا لتركيب الذرة:

The following diagram in Figure 1-2 shows the historical sequence of the development of our understanding of the structure of the atom:



JOHN DALTON, 1803 THOMSON, 1904 RUTHERFORD, 1908 BOHR, 1913 SCHRÖDINGER, 1926

الشكل 2-1 : التسلسل التاريخي لتطور تركيب الذرة

Figure 1-2: The historical sequence of the development of the structure of the atom.

النموذج The model	المفهوم الأساسي Basic Concept	الاكتشاف Discovery
نموذج دالتون Dalton's model	الذرة كرة صلبة، غير قابلة للتجزئة. An atom is a solid, indivisible sphere.	كانت أول نظرية ذرية علمية The first scientific atomic theory
نموذج طومسون Thomson's model	فطيرة الخوخ :كرة موجبة تتخللها إلكترونات سالبة. Peach pie: a positive sphere interspersed with negative electrons.	اكتشاف الإلكترون. Discovery of the electron
نموذج رذرفورد Rutherford's model	الذرة معظمها فراغ، والكتلة والشحنة الموجبة مُركّزة في النواة. An atom is mostly empty space, and the mass and positive charge are concentrated in the nucleus.	اكتشاف البروتون. Discovery of the proton.
نموذج بور Bohr's model	تدور الإلكترونات في مدارات ثابتة ذات مستويات طاقة مكمأة محددة. Electrons revolve in fixed orbits with specific quantized energy levels.	طيف الانبعاث الذري للهيدروجين. Atomic emission spectrum of hydrogen
النموذج الميكانيكي الكمي Quantum mechanical model	يصف المدارات كمناطق احتمالية (سحابة إلكترونية) لوجود الإلكترون. Orbitals are described as probability regions (electron clouds) for the presence of an electron.	مبادئ ميكانيكا الكم. Principles of quantum mechanics

تركيب الذرة والجسيمات دون الذرية Atomic Structure and Subatomic Particles

تتكون الذرة من منطقتين رئيسيتين هما: النواة، ومنطقة السحابة الإلكترونية.

An atom consists of two main regions: the nucleus and the electron cloud.

النواة (The Nucleus):

هي مركز الذرة، وهي ذات كثافة عالية وشحنة موجبة، وتضم معظم كتلة الذرة.

It is the center of the atom. It has a high density and a positive charge, and contains most of the atom's mass.

الجسيمات دون الذرية (Subatomic Particles):

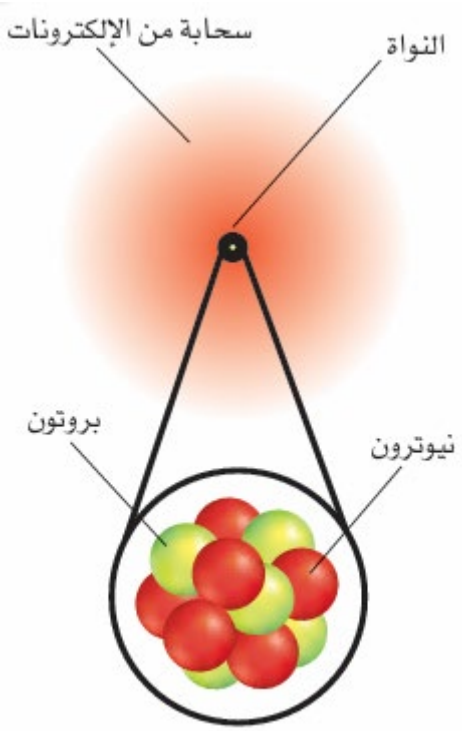
تتكون الذرة من ثلاث جسيمات أساسية هي: البروتونات، والنيوترونات، والإلكترونات.

An atom consists of three fundamental particles: protons, neutrons, and electrons.

الجسيم Particle	الرمز Symbol	الموقع Location	الشحنة النسبية Relative Charge	الكتلة النسبية (بالتقريب) Relative Mass (approximately)
البروتون	p^+	النواة	+1	1 *amu*
النيوترون	n^0	النواة	0	1 *amu*
الإلكترون	e^-	السحابة الإلكترونية	-1	$\frac{1}{1840}$ *amu*

إكمال نموذج الذرة: جميع الذرات مكونة من ثلاث جسيمات دون ذرية أساسية، هي: الإلكترون، والبروتون، والنيوترون. والذرة كروية الشكل، تحتوي على نواة صغيرة وكثيفة، مكونة من شحنات موجبة محاطة بإلكترون (أو أكثر) سالب الشحنة. ومعظم حجم الذرة فراغ يحتوي على إلكترونات سريعة الحركة، وهي تتحرك في الفراغ المحيط بالنواة. ترتبط الإلكترونات مع الذرة من خلال التجاذب مع الشحنات الموجبة في النواة. وتتكون النواة من نيوترونات متعادلة الشحنة (إلا نواة ذرة الهيدروجين التي تحتوي على بروتون واحد فقط، ولا تحتوي على نيوترونات)، وبروتونات موجبة الشحنة. وتشكل النواة أكثر من 99.97 % من كتلة الذرة. وتشغل حوالي 0.0001 من حجم الذرة. ولأن الذرة متعادلة كهربائيًّا فإن عدد البروتونات في النواة يساوي عدد الإلكترونات المحيطة بها. ويبين الشكل 1-3 مكونات الذرة.

Completing the Atom Model: All atoms are made up of three basic subatomic particles: the electron, the proton, and the neutron. An atom is spherical in shape, containing a small, dense nucleus composed of positive charges surrounded by one or more negatively charged electrons. Most of the atom's volume is empty space containing fast-moving electrons, which move around the nucleus. The electrons are bound to the atom by attraction to the positive charges in the nucleus. The nucleus is composed of neutral neutrons (except for the nucleus of a hydrogen atom, which contains only one proton and no neutrons) and positively charged protons. The nucleus constitutes more than 99.97% of the atom's mass and occupies about 0.0001% of the atom's volume. Because the atom is electrically neutral, the number of protons in the nucleus equals the number of electrons surrounding it. Figure 1-3 shows the components of an atom.



الشكل 3-1: تتكون الذرة من نواة تحتوي على بروتونات ونيوترونات محاطة بسحابة من الإلكترونات
Figure 1-3: An atom consists of a nucleus containing protons and neutrons surrounded by a cloud of electrons.

ولا تزال مكونات الذرة موضع اهتمام الكثير من علماء العصر الحديث. وفي الواقع حدد العلماء أن للبروتونات والنيوترونات تركيبها الخاص بها، وأنها مكونة من جسيمات تسمى كواركات. ويفسَّر السلوك الكيميائي من خلال إلكترونات الذرة كما ستدرس لاحقا.

The components of an atom continue to be of interest to many modern scientists. In fact, scientists have determined that protons and neutrons have their own composition, consisting of particles called quarks. Chemical behavior is explained by the electrons of an atom, as you will study later.

Atomic number and mass number العدد الذري والعدد الكتلي

Mass number **العدد الكتلي** ⟵ a
Atomic number **العدد الذري** ⟵ b
X ⟵ **رمز العنصر** Element symbol

العدد الذري = عدد البروتونات في الذرة = عدد الإلكترونات
Atomic number = number of protons in an atom = number of electrons

العدد الكتلي = عدد البروتونات + عدد النيوترونات
Mass number = number of protons + number of neutrons

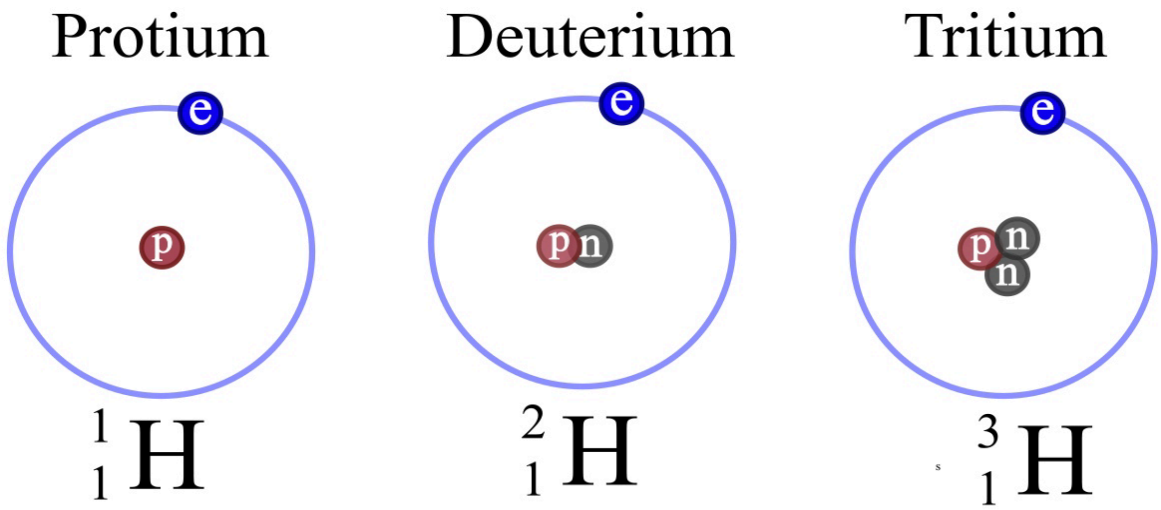
عدد النيوترونات = العدد الكتلي – عدد البروتونات
Number of neutrons = mass number – number of protons

عدد البروتونات = العدد الكتلي – عدد النيوترونات
Number of protons = mass number – number of neutron

Isotopes النظائر

تحتوي جميع ذرات عنصر معين على نفس عدد البروتونات؛ ومع ذلك، ليس بالضرورة أن يكون لها نفس عدد النيوترونات. بما أن كتلة النيوترون تساوي تقريبًا كتلة البروتون (وحدة ذرية واحدة)، فهذا يعني أن جميع ذرات عنصر معين لا تمتلك نفس الكتلة. على سبيل المثال، تحتوي جميع ذرات الهيدروجين على بروتون واحد، ولكنها قد تحتوي على 0 أو 1 أو 2 نيوترونًا. جميع أنواع ذرات الهيدروجين الثلاثة (البروتيوم ، الديوتيريوم، التريتيوم) موجودة، ولكل منها كتلة مختلفة قليلاً. الذرات التي لها نفس عدد البروتونات ولكن بأعداد مختلفة من النيوترونات تُعرف بالنظائر.

All atoms of a given element have the same number of protons; however, they do not necessarily have the same number of neutrons. Since the mass of neutron is approximately equal to the mass of proton (one atomic unit), this means that not all atoms of a given element have the same mass. For example, all hydrogen atoms have one proton, but they may have 0, 1, or 2 neutrons. All three types of hydrogen(protium, deuterium, and tritium) atoms exist, each with a slightly different mass. Atoms with the same number of protons but different numbers of neutrons are known as isotopes.



شكل 4-1: نظائر الهيدروجين

Figure 1-4: Hydrogen isotopes

بعض العناصر، مثل البريليوم (Be) والألومنيوم (Al)، لها نظير واحد فقط طبيعيًا، بينما تحتوي عناصر أخرى، مثل النيون (Ne) والكلور (Cl)، على نظيرين أو أكثر. الكمية النسبية لكل نظير مختلف في عينة طبيعية من عنصر معين ثابتة تقريبًا. على سبيل المثال، في أي عينة طبيعية من ذرات النيون، 90.48 % منها نظير ذو 10 نيوترونات، و0.27% نظير ذو 11 نيوترونًا، و9.25 % نظير ذو 12 نيوترونًا. هذه النسب هي الوفرة الطبيعية للنظائر ولكل عنصر وفرته الطبيعية المميزة من النظائر.

Some elements, such as beryllium (Be) and aluminum (Al), have only one naturally occurring isotope, while other elements, such as neon (Ne) and chlorine (Cl), have two or more.

The relative amount of each different isotope in a naturally occurring sample of a given element is roughly constant. For example, in any natural sample of neon atoms ,90.48 %of them are the isotope with 10 neutrons, 0.27% are the isotope with 11 neutrons, and 9.25% are the isotope with 12 neutrons. These percentages

are the natural abundance of the isotopes. Each element has its own characteristic natural abundance of isotopes.

مثال 4-1:

أكمل الجدول التالي: (استعن بالجدول الدوري)

Example 1-4

Complete the following table: (Use the periodic table)

رمز النظير Isotope symbol	اسم النظير Isotope name	عدد النيوترونات Number of neutrons	عدد الإلكترونات Number of electrons	عدد البروتونات Number of protons	العدد الكتلي Mass number	العدد الذري Atomic number	رمز العنصر Element symbol	اسم العنصر Element name
$^{70}_{30}Zn$								
					46	**20**	**Ca**	الكالسيوم Calcium

Mass of Atoms كتل الذرات

كتلة كل من البروتون والنيوترون تساوي تقريباً 1.67×10^{-27} kg ، وكتلة الإلكترون أصغر من ذلك بكثير، فهي حوالي $\frac{1}{1840}$ من كتلة البروتون أو النيوترون.

The mass of a proton and a neutron is approximately 1.67×10^{-27} kg, and the mass of an electron is much smaller, about $\frac{1}{1840}$ the mass of a proton or neutron.

Atomic Mass Unit وحدة الكتل الذرية

لأن هذه الكتل صغيرة جداً، ويصعب التعامل معها، فقد قام العلماء بتطوير طريقة جديدة لقياس كتلة الذرة بالنسبة إلى كتلة ذرة معيارية، هذه الذرة المعيارية هي ذرة الكربون التي كتلتها الذرية 12 . لذا فإن وحدة الكتل الذرية (amu)هي $\frac{1}{12}$ من كتلة ذرة الكربون–12. لذا فإن وحدة الكتلة الذرية تساوي تقريبا كتلة بروتون واحد أو نيوترون واحد.

Because these masses are so small and difficult to manipulate, scientists developed a new method for measuring the mass of an atom relative to the mass of a standard atom. This standard atom is carbon, which has an atomic mass of 12. Therefore, the atomic mass unit (amu) is $\frac{1}{12}$ the mass of a carbon-12 atom. Therefore, an atomic mass unit is approximately equal to the mass of one proton or one neutron.

Atomic Mass الكتلة الذرية

لأن كتلة الذرة تعتمد أساساً على عدد البروتونات وعدد النيوترونات فيها، ولأن كتلة كل من البروتون والنيوترون قريبة من 1 amu ، فقد تتوقع أن الكتلة الذرية للعنصر هي دائما عدد صحيح ! لكن هذا ليس صحيحا ؛ إذ أن الكتلة الذرية للعنصر هي متوسط كتل نظائر العنصر. ولأن للنظائر كتلا مختلفة فإن متوسط الكتلة الذرية ليس بالضرورة أن يكون عددا صحيحا. ويبين الشكل 4-1 حساب الكتلة الذرية للكلور.

يوجد الكلور في الطبيعة مزيجا من 75.78% كلور– 35 ، و24.22 % كلور– 37 . والكتلة الذرية للكلور تساوي 35.453 amu

Because the mass of an atom depends primarily on the number of protons and the number of neutrons in it, and because the mass of both a proton and a neutron is close to 1 amu, you might expect that the atomic mass of an element would always be a whole number! But this is not true; the atomic mass of an element is the average of the masses of its isotopes. Because isotopes have different masses, the average atomic mass is will

not be always a whole number. The figure 1-4 shows the calculation of the atomic mass of chlorine.

Chlorine occurs in nature as a mixture of 75.78% chlorine-35 and 24.22 % chlorine-37. The atomic mass of chlorine is 35.453 amu.

Electron Configuration التوزيع الإلكتروني

Ground -State Electron Configuration التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة

يُسمى ترتيب الإلكترونات في الذرة التوزيع الإلكتروني. ولأن الأنظمة ذات الطاقة المنخفضة أكثر استقرارًا من الأنظمة ذات الطاقة العالية فإن الإلكترونات تميل إلى اتخاذ ترتيب يُعطي الذرة أقل طاقة ممكنة. ويسمى ترتيب الإلكترونات في الوضع الأقل طاقة والأكثر ثباتا التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة للعنصر. وتحكم المبادئ أو القواعد - ومنها مبدأ أوفباو ومبدأ باولي وقاعدة هوند - كيفية ترتيب الإلكترونات في مستويات الذرة.

The arrangement of electrons in an atom is called electron configuration. Because lower-energy systems are more stable than higher-energy systems, electrons tend to adopt an arrangement that gives the atom the lowest possible energy. The arrangement of electrons in the lowest, most stable energy position is called the electron configuration in the element's ground state. Principles or rules—including the Aufbau principle, the Pauli principle, and Hund's rule—govern how electrons are arranged in atomic levels.

مبدأ أوفباو ينص مبدأ أوفباو (البناء التصاعدي) على أن كل إلكترون يشغل المستوى الأقل طاقة. لذا فإن تحديد التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة يتطلب معرفة ترتيب المستويات الفرعية وفق تزايد طاقاتها. ويعرف هذا التسلسل برسم أوفباو، وهو موضح في الشكل 1-6، حيث يمثل كل صندوق في الشكل مستوى فرعيّ.

The Aufbau principle (building upward) states that every electron occupies the lowest energy level. Therefore, determining the ground state electron configuration requires knowing the arrangement of sublevels according to their increasing energy. This sequence is known as the Aufbau diagram, and is illustrated in the figure 1-6, where each box in the figure represents a sublevel.

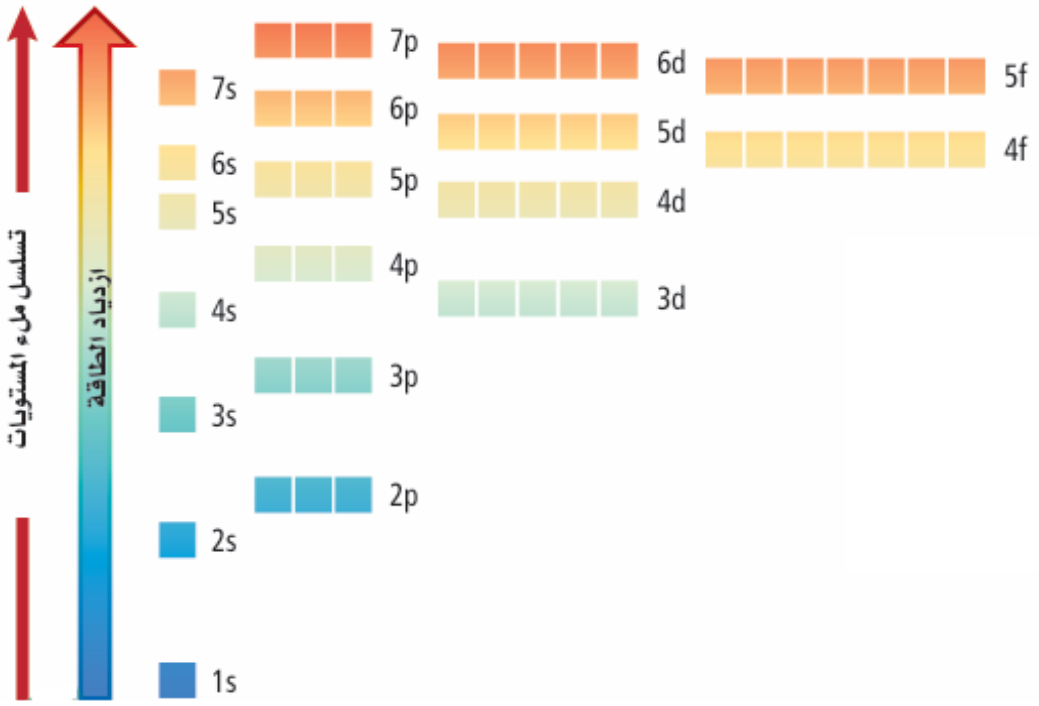
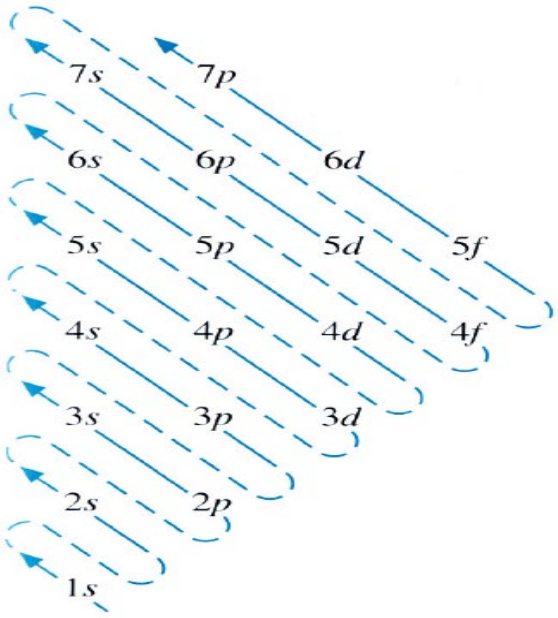


Figure 1-5: Aufbau drawing الشكل 1-5: رسم أوفباو



الشكل 6-1: ترتيب ملء المستويات بالإلكترونات Figure 1-6: Order of filling levels with electrons

الجدول التالي يوضح خواص رسم أوفباو:

The following table shows the properties of the Aufbau diagram:

Feature الخاصية	Example مثال
طاقة المستويات الفرعية في المستوى الثانوي جميعها متساوية. All orbitals related to an energy sublevel are of equal energy.	المستويات الفرعية الثلاثة في المستوى الثانوي 2p جميعها متساوية الطاقة. All three 2p orbitals are of equal energy.
في الذرة المتعددة الإلكترونات تكون طاقة المستويات الثانوية المختلفة ضمن مستوى الطاقة الرئيس الواحد مختلفة. In a multi-electron atom, the energy sublevels within a principal energy level have different energies.	طاقة المستويات الفرعية الثلاثة في المستوى الثانوي 2p أعلى من طاقة المستوى الفرعي 2s. The three 2p orbitals are of higher energy than the 2s orbital.
تسلسل زيادة طاقة المستويات الثانوية ضمن مستوى الطاقة الرئيس الواحد هو s، p، d،f In order of increasing energy, the sequence of energy sublevels within a principal energy level is s,p,d,and f.	فإذا كان n =4 فسيكون التسلسل لمستويات الطاقة الثانوية 4s ، 4p ، 4d ، 4f. If n=4, then the sequence of energy sublevels is 4s,4p,4d,and 4f.
تستطيع مستويات الطاقة الثانوية لمستوى رئيس أن تتداخل مع مستويات الطاقة الثانوية ضمن مستوى رئيس آخر. Orbitals related to energy sublevels within one principal energy level can overlap orbitals related to energy sublevels within another principal level.	تكون طاقة المستوى الفرعي في المستوى الثانوي 4s أقل من طاقة لمستويات الفرعية الخمسة في المستوى الثانوي 3d. The orbital related to the atom's 4s sublevel has a lower energy than the five orbitals related to the 3d sublevel.

مبدأ باولي: ينص مبدأ باولي على أنه لا يمكن أن يكون لإلكترونين في ذرة ما نفس قيم أعداد الكم الأربعة.

Pauli's Principle: Pauli's principle states that no two electrons in an atom can have the same four quantum numbers .

يمكن تمثيل المستويات الفرعية بمربعات أو دوائر كما يمكن تمثيل الإلكترونات في المستويات باستخدام الأسهم في المربعات. ولكل إلكترون اتجاه دوران مرتبط معه، حيث يمثل السهم المتجه إلى أعلى ↑ دوران الإلكترون في اتجاه معين، ويمثل السهم المتجه إلى أسفل ↓ دوران الإلكترون في الاتجاه المعاكس.

Sublevels can be represented by squares or circles, and electrons within levels can be represented by arrows within the squares. Each electron has an associated spin direction, with an upward arrow ↑ representing the electron's spin in one direction, and a downward arrow ↓ representing the electron's spin in the opposite direction.

ويمثل المربع الفارغ ☐ مستويًا فرعيًا شاغرًا، كما يمثل المربع الذي يحتوي على سهم واحد يتجه إلى أعلى ↑ مستويًا فرعيًّا بإلكترون واحد، ويمثل المربع الذي يحتوي على سهمين أحدهما يتجه إلى أعلى والآخر إلى أسفل ↑↓ مستويًا فرعيًّا ممتلئًا.

An empty square ☐ represents a vacant sublevel, a square with one arrow pointing up ↑ represents a sublevel with one electron, and a square with two arrows, one pointing up and one down ↑↓, represents a filled sublevel.

قاعدة هوند: إن حقيقة تنافر الإلكترونات المشحونة بشحنة سالبة لها تأثير كبير في توزيع الإلكترونات في مستويات فرعية متساوية الطاقة. وتنص قاعدة هوند Hund's على أن الإلكترونات تتوزع في المستويات الفرعية المتساوية الطاقة بحيث تحافظ على أن يكون لها الاتجاه نفسه من حيث الدوران، قبل أن تشغل الإلكترونات الإضافية ذات اتجاه الدوران المعاكس المستويات نفسها. فعلى سبيل المثال، تملأ مستويات 2p الفرعية الثلاثة بإلكترونات منفردة، ثم تحدث عملية الازدواج. ويوضح الشكل الآتي تسلسل دخول ستة إلكترونات في مستويات P الفرعية.

Hund's Rule: The fact that negatively charged electrons repel each other has a significant effect on the distribution of electrons into equal-energy sublevels. Hund's rule states that electrons are distributed in equal-energy sublevels so that they maintain the same spin orientation before additional electrons with the opposite spin orientation occupy the same levels. For example, the three 2p orbitals are filled with single electrons, and then pairing occurs. The following figure illustrates the sequence of six electrons entering the p sublevels.

1. ↑ ☐ ☐ 2. ↑ ↑ ☐ 3. ↑ ↑ ↑

4. ↑↓ ↑ ↑ 5. ↑↓ ↑↓ ↑ 6. ↑↓ ↑↓ ↑↓

طرق تمثيل التوزيع الإلكتروني
Methods for representing the electron configuration

تستطيع أن تمثل التوزيع الإلكتروني للذرة بإحدى الطرائق التالية: الترميز الإلكتروني، أو رسم مربعات المستويات ، أو ترميز الغاز النبيل.

You can represent the electron configuration of an atom in one of the following ways: electron notation, Orbital diagram, or noble gas notation.

1-الترميز الإلكتروني electron notation:

$_6C: 1s^2 2s^2 2p^2$

2- رسم مربعات المستويات Orbital diagram:

3- ترميز الغاز النبيل noble gas notation :

$_6C: [He] 2s^2 2p^2$

مثال 5-1:

Example 1-5

اكتب التوزيع الإلكتروني للماغنيسيوم $_{12}Mg$ بثلاث طرق ؟

Write the electronic Configuration of magnesium $_{12}Mg$ in three ways?

.....

.....

.....

التوزيع الإلكتروني للأيونات الموجبة والسالبة
Electron configuration of positive and negative ions

عندما تفقد الذرة إلكترونات تكون أيون موجب وعندما تكسب إلكترونات تكون أيون سالب.

When an atom loses electrons, it forms a positive ion, and when it gains electrons, it forms a negative ion.

H: $1s^1$	H^- : $1s^2$ or [He]
F: $1s^2 2s^2 2p^5$	F^- : $1s^2 2s^2 2p^6$ or [Ne]
O: $1s^2 2s^2 2p^4$	O^{2-} : $1s^2 2s^2 2p^6$ or [Ne]
N: $1s^2 2s^2 2p^3$	N^{3-} : $1s^2 2s^2 2p^6$ or [Ne]
Na : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	Na^+ : $1s^2 2s^2 2p^6$ or [Ne]
Ca: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	Ca^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ or [Ar]
Al: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	Al^{3+} : $1s^2 2s^2 2p^6$ or [Ne]

التماثل الإلكتروني isoelectronic

عندما تمتلك الذرات أو الأيونات المختلفة نفس العدد الكلي من الإلكترونات ونفس التوزيع الإلكتروني في الحالة الأرضية نقول إنها متماثلة إلكترونيا.

When different atoms or ions possess the same total number of electrons and the same electron configuration in the ground state, we say they are isoelectronic.

أمثلة على التماثل الإلكتروني:

Examples of electronic isomorphism:

- أيون الأكسيد O^{2-} يحتوي على 10 إلكترونات.
- The oxide ion O^{2-} has 10 electrons.
- أيون الفلوريد F^{-} يحتوي على 10 إلكترونات.
- The fluoride ion F^{-} has 10 electrons.
- ذرة النيون Ne تحتوي على 10 إلكترونات.
- The neon atom Ne has 10 electrons.
- أيون الصوديوم Na^{+} يحتوي على 10 إلكترونات.
- The sodium ion Na^{+} has 10 electrons.

كل هذه الأنواع متماثلة إلكترونيًا، ولها نفس التوزيع الإلكتروني:

These species are all isoelectronic, having the same electron configuration.

$$1s^2 2s^2 2p^6$$

أيونات العناصر الانتقالية Transition element ions

بالنسبة للعناصر الانتقالية تفقد أولاً الكترونين من المستوى s ثم من المستوى d .

For transition elements, they first lose two electrons from the **s** orbital, then from the **d** orbital.

Fe: $[Ar]4s^2 3d^6$

Fe^{2+}: $[Ar]4s^0 3d^6$ or $[Ar]3d^6$

Fe^{3+}: $[Ar]4s^0 3d^5$ or $[Ar]3d^5$

Mn: $[Ar]4s^2 3d^5$ Mn^{2+}: $[Ar]4s^0 3d^5$ or $[Ar]3d^5$

استثناءات التوزيع الإلكتروني Exceptions to predicted configuration

يمكن استخدام رسم أوفباو في كتابة التوزيع الإلكتروني الأكثر استقرارًا للعناصر التي تبدأ من الفاناديوم ذي العدد الذري 23 وما بعده. ولكن إذا استمرت في توزيع الإلكترونات بالطريقة نفسها فإن التوزيع الإلكتروني للكروم سيكون $[Ar]\ 4s^2 3d^4$ ، وللنحاس سيكون $[Ar]\ 4s^2 3d^9$ وهما غير صحيحين. أما التوزيع الإلكتروني الصحيح للكروم هو $[Ar]\ 4s^1 3d^5$ ، وللنحاس $[Ar]\ 4s^1 3d^{10}$. وتوضح التوزيعات الإلكترونية لهذين العنصرين – كما هو الحال لعناصر أخرى - حالة الاستقرار للمستويات d و s نصف الممتلئة والممتلئة.

You can use the aufbau diagram to write correct ground-state electron configurations for all elements up to and including vanadium, atomic number 23. However, if you were to proceed in this manner, your configurations for Chrome, $[Ar]4s^2 3d^4$, and copper, $[Ar]4s^2 3d^9$, would be incorrect. The correct configurations for these two elements are $[Ar]4s^1 3d^5$ for Chrome and $[Ar]4s^1 3d^{10}$ for copper. The electron configurations for these two elements, as well as those of several other elements, illustrate the increased stability of half-filled and filled sets of s and d orbitals.

Example answers إجابات الأمثلة

Example1-1 مثال 1-1:

For the first sample:

$$\frac{Mass\ oxygen}{\text{Mass carbon}} = \frac{25.6}{9.60} = 2.67 \text{ or } 2.67:1$$

For the second sample:

$$\frac{Mass\ oxygen}{\text{Mass carbon}} = \frac{21.6}{8.10} = 2.67 \text{ or } 2.67:1$$

النسب هي نفسها للعينتين، وبالتالي فإن هذه النتائج تتفق مع قانون النسب الثابتة.

The ratios are the same for the two samples, so these results are consistent with the law of definite proportions.

Example1-2 مثال 1-2:

$$\frac{Mass\ oxygen\ to\ 1\ g\ nitrogen\ in\ nitrogen\ dioxide}{Mass\ oxygen\ to\ 1\ g\ nitrogen\ in\ dinitrogen\ monoxide} = \frac{2.28}{0.570} = 4$$

النسبة عبارة عن عدد صحيح صغير (4)؛ وهذه النتائج متوافقة مع قانون النسب المتضاعفة.

The ratio is a small whole number (4); these results are consistent with the law of multiple proportions.

Example1-3 مثال 1-3:

مجموع كتل المواد المتفاعلة = 73 g + 158 g = 231 g
مجموع كتل المواد الناتجة = 18 g +32g +64g = 117g وهذا ما يتفق مع قانون حفظ الكتلة. 231g

Example 1-4 مثال 1-4:

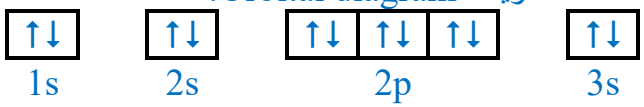
رمز النظير Isotope symbol	اسم النظير Isotope name	عدد النيوترونات Number of neutrons	عدد الإلكترونات Number of electrons	عدد البروتونات Number of protons	العدد الكتلي Mass number	العدد الذري Atomic number	رمز العنصر Element symbol	اسم العنصر Element name
$^{70}_{30}Zn$	زنك-70	40	30	30	70	30	Zn	زنك
$^{46}_{20}Ca$	كالسيوم-46	26	20	20	46	20	Ca	الكالسيوم

Example 1-5 مثال 1-5:

1-الترميز الإلكتروني electron notation:

$_{12}Mg: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

2- رسم مربعات المستويات Orbital diagram:



3- ترميز الغاز النبيل noble gas notation : $_6C: [Ne]3s^2$

02

3 - الجدول الدوري وتصنيف العناصر
The Periodic Table and Classification of Elements

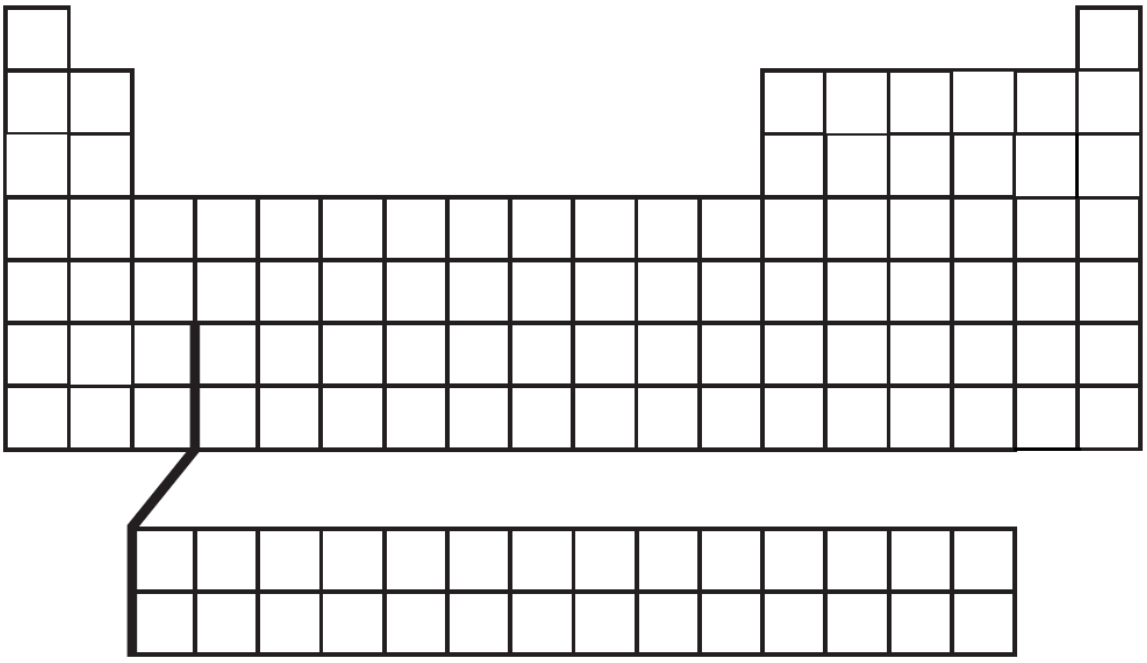
Classification of Elements تصنيف العناصر

قامت العديد من المحاولات من أجل تصنيف العناصر في جداول:

- لكي يسهل دراسة العناصر التي تكون بخصائص متشابهة في مجموعة واحدة.
- محاولة برزيليوس الذي قسم العناصر إلى فلزات ولا فلزات وأشباه الفلزات.
- قام مندليف بترتيب العناصر في جدوله الدوري الأول تصاعديًا بحسب الكتلة الذرية، وقد تمكن بذلك من التنبؤ بوجود عناصر لم تُكتشف بعد. أما العالم موزلي فقد أثبت لاحقًا أن الترتيب الصحيح يجب أن يكون وفق العدد الذري، وهو الأساس المعتمد في الجدول الدوري الحديث.

Many attempts have been made to classify elements into tables:

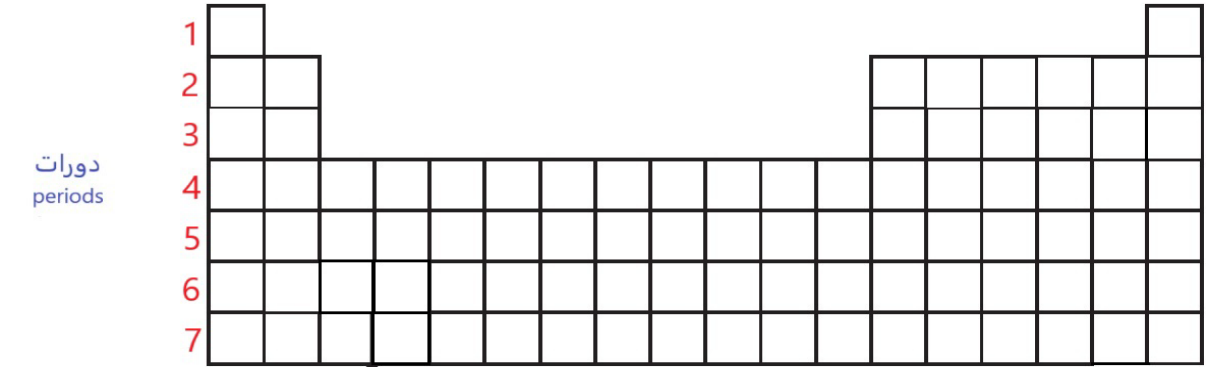
- To facilitate the study of elements with similar properties in one group.
- Berzelius' attempt to divide the elements into metals, non-metals, and metalloids.
- Mendeleev arranged the elements in his first periodic table in increasing order of atomic mass, and by doing so he was able to predict the existence of elements that had not yet been discovered. Moseley later demonstrated that the correct arrangement should be based on atomic number, which is the principle used in the modern periodic table.



Modern construction of the periodic table البناء الحديث للجدول الدوري

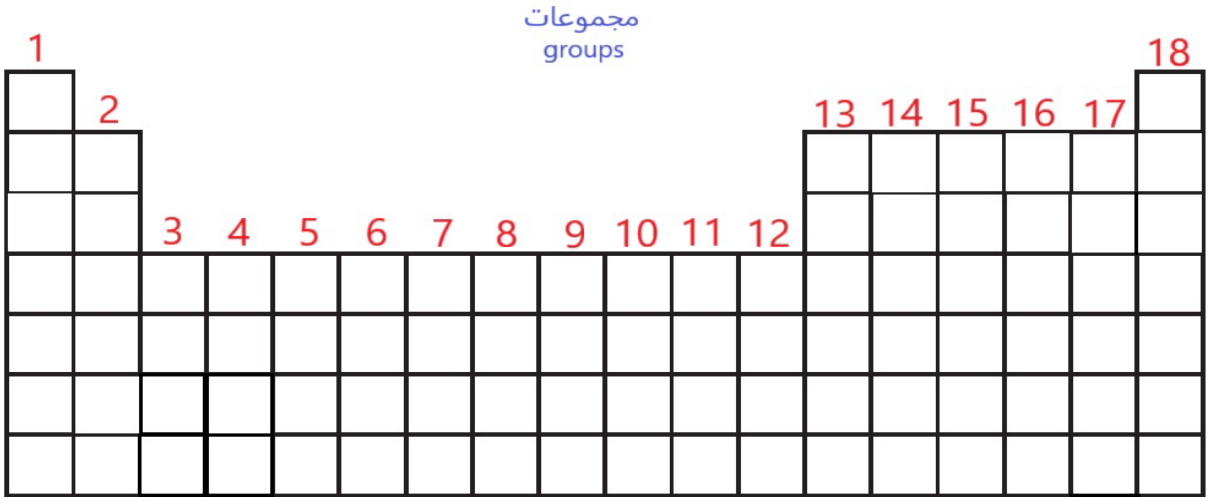
1) يتكوّن من دورات (periods): صفوف أفقية تبدأ من الدورة الأولى إلى السابعة.

1) **It consists of periods:** horizontal rows starting from the first period to the seventh.



2) يتكوّن من مجموعات (groups): أعمدة عمودية مرقمة من 1 إلى 18، وكل مجموعة تحتوي عناصر تشترك في عدد إلكترونات التكافؤ، فتتشابه في خواصها.

2) **It consists of groups:** vertical columns numbered from 1 to 18, and each group contains elements that share a common number of valence electrons; thus, their properties are similar.

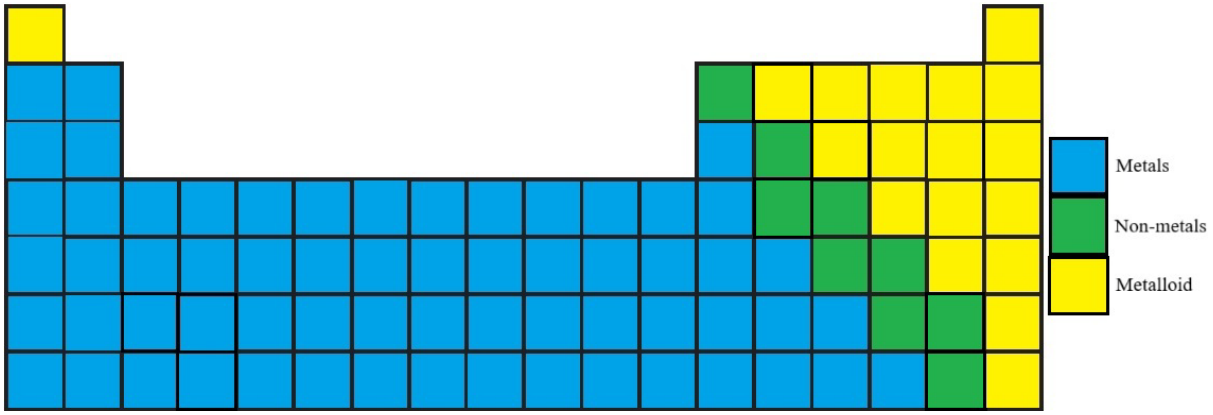


تقسيم عناصر الجدول الدوري:

- **فلزات (Metals):** أغلب العناصر هي من هذا النوع.
- **لافلزات (Non-metals):** هي العناصر التي توجد على يمين الجدول الدوري.
- **أشباه فلزات (Metalloid):** عددها 7 عناصر توجد بين الفلزات واللافلزات في صف متعرج.

Division of the elements of the periodic table:

- **Metals:** Most elements are of this type.
- **Non-metals:** are the elements found on the right side of the periodic table.
- **Metalloids:** There are 7 elements found between metals and non-metals in a zigzag row.



ملاحظات هامة:

- يُشار إلى عناصر المجموعات الرئيسة 1 و2 و13 إلى 18 بالعناصر الرئيسة (الممثلة).
- يُشار إلى عناصر المجموعات من 3 إلى 12 بالعناصر الانتقالية.
- تُسمى عناصر المجموعة 1 (ما عدا الهيدروجين) بالفلزات القلوية.
- تُسمى عناصر المجموعة 2 بالفلزات القلوية الأرضية.
- تُقسم العناصر الانتقالية إلى فلزات انتقالية وفلزات انتقالية داخلية.
- تُعرف الفلزات الانتقالية الداخلية بسلسلتي اللانثانيدات والأكتنيدات.
- تُعرف عناصر المجموعة 17 بالهالوجينات.
- تُعرف عناصر المجموعة 18 بالغازات النبيلة.

Important notes:

- The elements of main groups 1, 2, 13 to 18 are referred to as the representative elements.
- Elements in groups 3 to 12 are referred to as transition elements.
- Group 1 elements (except hydrogen) are called alkali metals.
- Group 2 elements are called alkaline earth metals.
- Transition elements are divided into transition metals and inner transition metals.
- The inner transition metals are known as the lanthanide and actinide series.
- The elements in group 17 are known as halogens.
- The elements in group 18 are known as the noble gases.

الحالات الفيزيائية لعناصر الجدول الدوري:

- الغازات: Cl_2 , H_2 , N_2, O_2 , F_2 وهي لا فلزات.
- السائلة: البروم Br_2 (لا فلز)، والزئبق Hg (الفلز الوحيد السائل عند درجة حرارة الغرفة).
- العناصر الصلبة: بقية عناصر الجدول الدوري (معظمها فلزات).
- الغازات الخاملة وهي He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn ، ولها عدة استخدامات خصوصاً في صناعة المصابيح وسميت بهذا لأنها خاملة كيميائياً (مستواها الأخير ممتلئ تماماً).

Physical states of the elements of the periodic table:

- Gases: F_2, O_2, N_2, H_2, Cl_2, which are non-metals.
- Liquid: Bromine Br_2 (non-metal), Mercury Hg (the only metal that is liquid at room temperature).
- Solid elements: the rest of the elements in the periodic table (mostly metals).
- The inert gases are He, Ne, Ar, Kr, Xe, and Rn. They have several uses, especially in the manufacture of lamps. They are called this because they are chemically inert (their final level is completely full).

خواص الفلزات واللافلزات وأشباه الفلزات الفيزيائية:

Physical properties of metals, nonmetals and metalloids:

أشباه الفلزات metalloids	اللافلزات nonmetals	الفلزات metals
* لها عموما صفات تتوسط بين الفلزات واللافلزات Generally have * properties intermediate between those of metals and non-metals.	منها غاز، سائل، صلب Including gas, liquid, and solid	صلبة في حرارة الغرفة ماعدا الزئبق Solid at room temperature except mercury
	درجات انصهارها وغليانها منخفضة Its melting and boiling points are low.	درجات انصهارها مرتفعة Their melting points are high.
	ليس لها بريق It has no shine	لها بريق ولمعان It has a shine and luster.
	غير موصلة للحرارة والكهرباء Non-conductive to heat and electricity	موصلة للحرارة والكهرباء conductor of heat and electricity
	الصلب منها هش سهل الكسر The steel is brittle and easy to break.	قابلة للطرق والسحب Malleable and ductile.

(2-1)

املأ الفراغات اعتمادا على ما يلي: Fill in the blanks based on the following:

A	B	C	D	E
فلزات Metals	لافلزات Nonmetals	أشباه الفلزات metalloids	عناصر نبيلة noble elements	ولا واحدة neither of them

1) دائما توجد في الحالة الغازية في الظروف العادية.....

1) It always exists in the gaseous state under normal conditions……..

2) توجد صلبة أو سائلة في الظروف العادية .....

2) It exists as a solid or liquid under normal conditions.....

3) قد توجد في الحالة الغازية في الظروف العادية.....

3) It may exist in the gaseous state under normal conditions…….

4) لها بريق ولمعان .....

4) It has a shine and luster.....

5) درجات انصهارها منخفضة .....

5) Their melting points are low……

6) لها خواص فلزات ولا فلزات.....

6) It has the properties of metals and non-metals.....

7) منها الأكسجين واليود.....

7) Including oxygen and iodine……

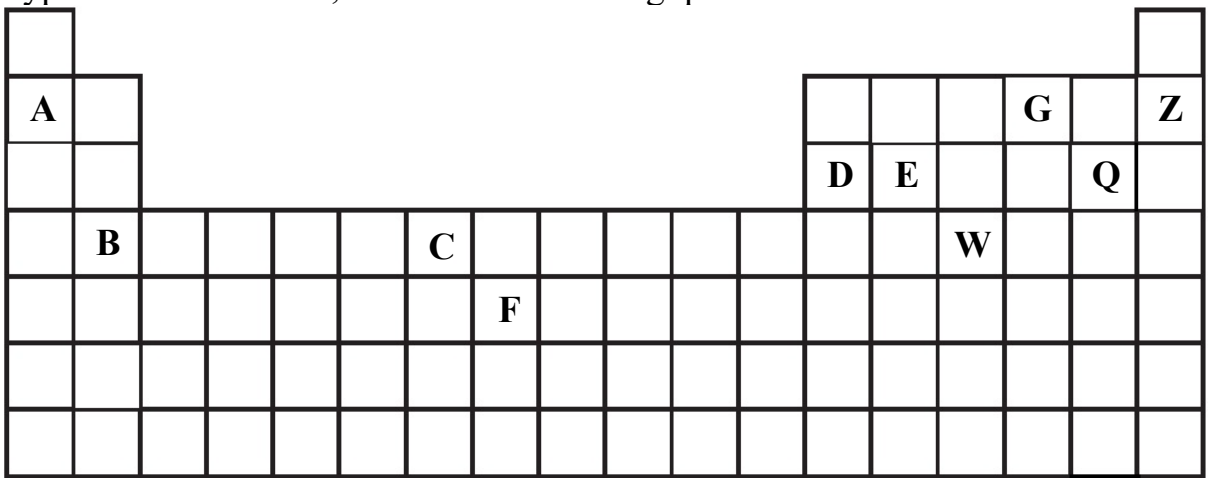
8) منها الحديد والذهب.....

8) Including iron and gold.....

(2-2)

اعتمادا على الشكل التالي للجدول الدوري الذي يحتوي على العناصر الافتراضية التالية اجب عن الأسئلة التالية؟

Based on the following figure of the periodic table containing the following hypothetical elements, answer the following questions?



1) حدد عنصرا يقع في الدورة الثالثة والمجموعة 13؟ .....

1) Identify an element that is in the third period and group 13? .....

2) ما هو العنصر الانتقالي الموجود في الدورة الرابعة؟ .....

1) What is the transition element found in the fourth period? .....

3) كم عدد بروتونات العنصر Q ؟ .....

2) How many protons does element Q have? .....

4) أي العناصر الموجودة في الجدول السابق:

فلز قلوي ..... فلز قلوي أرضي ..... هالوجين ..... غاز خامل .....

3) Which of the elements in the previous table is :an alkali metal…… An alkaline earth metal……A halogen…… An inert gas……

5) اكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر B .....

4) Write the electronic configuration of element B .....

6) العناصر التي قد توجد في الحالة الغازية في حرارة الغرفة هي .....

5) The elements that may exist in the gaseous state at room temperature are .....

Exercise answers إجابات التدريبات	
(2-1)	
D	(1
A	(2
B,D	(3
A	(4
B,D	(5
C	(6
B	(7
A	(8
(2-2)	
D	(1
C	(2
17	(3
A,B,Q,Z	(4
$_{18}[Ar]\ 4s^2$	(5
G,Q,Z	(6

03 4- الروابط والمركبات الأيونية Ionic Bonds and Compounds

الأيونات Ions

الأيونات هي ذرات العناصر، ولكن تحمل شحنات
Ions are atoms of elements that carry charges.

موجبة (Cations) positive

متعدد الذرات
Polyatomic
يتكون من ذرتين أو أكثر مرتبطة بروابط تساهمية، ويحمل شحنة كلية موجبة، ويتصرف كوحدة واحدة في التفاعلات الكيميائية مثل NH_4^+
It consists of two or more atoms bonded covalently, carries an overall positive charge, and behaves as a single unit in chemical reactions, such as NH_4^+.

بسيطة
Simple ions
تتكوّن من عنصر واحد شحنته تساوي عدد إلكترونات التكافؤ المفقودة Na^+
consist of a single element. Their charge equals the number of valence electrons lost such as Na^+

سالبة (Anions) negative

متعدد الذرات
Polyatomic
يتكون من ذرتين أو أكثر مرتبطة بروابط تساهمية، ويحمل شحنة كلية سالبة، ويتصرف كوحدة واحدة في التفاعلات الكيميائية مثل SO_4^{2-}
It consists of two or more atoms covalently bonded, carries an overall negative charge, and behaves as a single unit in chemical reactions, such as SO_4^{2-}.

بسيطة
Simple ions
تتكوّن من عنصر واحد شحنته تساوي عدد إلكترونات التكافؤ المكتسبة مثل O^{2-}
consist of a single element. Their charge equals the number of valence electrons gained, such as O^{2-}

1 1A	2 2A	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8	9 8B	10	11 1B	12 2B	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
Li^+													C^{4-}	N^{3-}	O^{2-}	F^-	
Na^+	Mg^{2+}											Al^{3+}		P^{3-}	S^{2-}	Cl^-	
K^+	Ca^{2+}				Cr^{2+} Cr^{3+}	Mn^{2+} Mn^{3+}	Fe^{2+} Fe^{3+}	Co^{2+} Co^{3+}	Ni^{2+} Ni^{3+}	Cu^+ Cu^{2+}	Zn^{2+}				Se^{2-}	Br^-	
Rb^+	Sr^{2+}									Ag^+	Cd^{2+}		Sn^{2+} Sn^{4+}		Te^{2-}	I^-	
Cs^+	Ba^{2+}									Au^+ Au^{3+}	Hg_2^{2+} Hg^{2+}		Pb^{2+} Pb^{4+}				

*تذكر *Remember

الأنيونات (An+ions) هي الأيونات السالبة
Anions are negatively charged ions

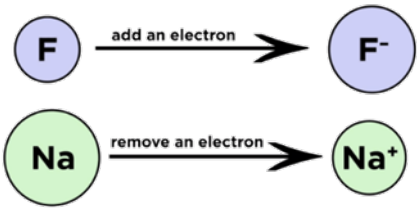
الكاتيونات (Cat+ions) هي الأيونات الموجبة
Cations are positively charged ions.

Major Cations and Anions — جدول لأهم الكاتيونات والأنيونات

الأيونات الموجبة	الأيون	الهيدروجين	الليثيوم	الصوديوم	البوتاسيوم	الفضة	الماغنيسيوم	الكالسيوم	الباريوم	الاسترانشيوم
	رمزه	H^+	Li^+	Na^+	K^+	Ag^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Ba^{2+}	Sr^{2+}
	الأيون	الخارصين	النحاس I	النحاس II	الحديد II	الحديد III	الكروم II	الكروم III	الألومينيوم	الأمونيوم
	رمزه	Zn^{2+}	Cu^+	Cu^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Cr^{2+}	Cr^{3+}	Al^{3+}	NH_4^+
الأيونات السالبة	الأيون	فلوريد	كلوريد	بروميد	يوديد	أكسيد	كبريتيد	نيتريد	هيدروكسيد	سيانيد
	رمزه	F^-	Cl^-	Br^-	I^-	O^{2-}	S^{2-}	N^{3-}	OH^-	CN^-
	الأيون	نيتريت	نترات	بيكربونات	برمنغنات	هيبوكلورايت	كلورايت	كلورات	بيركلورات	سيليكات
	رمزه	NO_2^-	NO_3^-	HCO_3^-	MnO_4^-	ClO^-	ClO_2^-	ClO_3^-	ClO_4^-	SiO_3^{2-}

Remember: Size of Ions — تذكر: حجم الأيونات

-الأيون السالب يكون أكبر حجمًا من ذرته المتعادلة الشحنة.



-الأيون الموجب يكون أصغر حجمًا من ذرته المتعادلة الشحنة.

Note: The size of ions varies. An anion is larger than its neutral atom, while a cation is smaller. This change is due to electron loss or gain.

exercises — تدريبات

(3-1) اكتب أسماء المركبات التالية موضحًا كم عدد ذرات الأكسجين في كل مركب

Write the names of the following compounds, indicating the number of oxygen atoms in each compound.

المركب Compound	Na_2CO_3	$Ca(OH)_2$	$Al(NO_3)_3$	H_2SO_4
الاسم Name				
عدد ذرات الأكسجين Number of oxygen				

Chemical bond الرابطة الكيميائية

قوة تجاذب تنشأ بين ذرتين أو أكثر نتيجة فقد أو اكتساب أو مشاركة الإلكترونات.

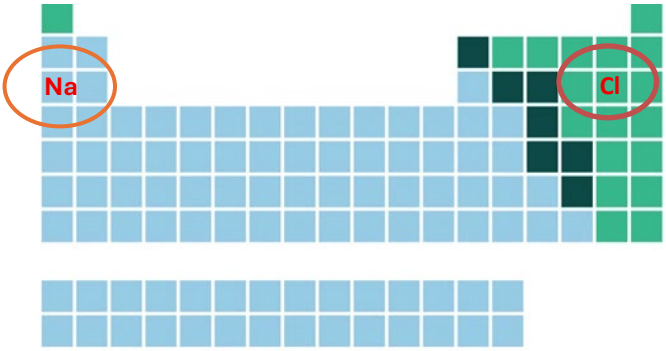
A chemical bond is the attractive force that arises between two or more atoms through electron loss, gain, or sharing.

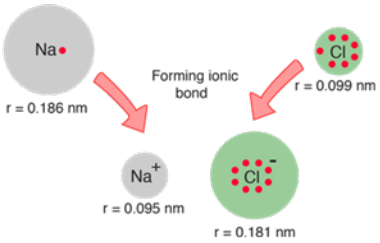
Ionic Bonds الروابط الأيونية

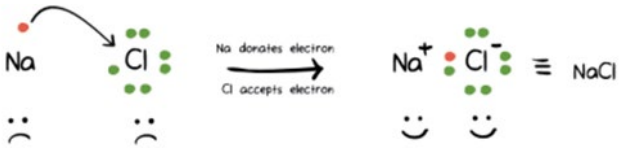
تتكوّن الروابط الأيونية نتيجة ارتباط عنصر فلزي مع عنصر لا فلزي، وذلك من خلال تجاذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة مكونة المركبات الأيونية .

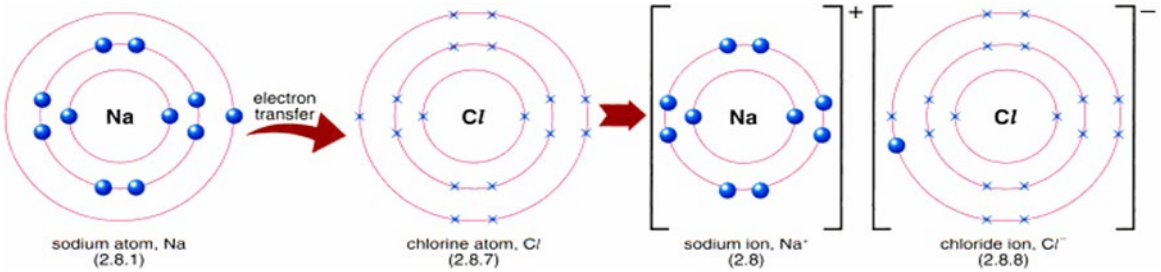
Ionic bonds are formed between a metal and a non-metal due to the electrostatic attraction of oppositely charged ions, resulting in ionic compounds.

Example: ow is sodium chloride formed (NaCl) كيف يتكون كلوريد الصوديوم









ذرة فلز تفقد إلكترونات التكافؤ حتى تستقر وتكون أيونا موجبا
A metal atom loses its valence electrons until it stabilizes and forms a positive ion.

ذرة لا فلز تكسب إلكترونات حتى تستقر وتكون أيونا سالبا
A nonmetal atom gains Electrons until it stabilizes and forms a negative ion

يتجاذب الأيونان السالب والموجب ، تكون أعداد الذرات بحيث تكون الشحنة الكلية للمركب تساوي صفر
Negative and positive ions attract each other, The number of atoms is such that the overall charge of the compound is zero

Properties of Ionic Compounds خصائص المركبات الأيونية

1. صلبة عند درجة حرارة الغرفة.
2. درجات غليانها وانصهارها مرتفعة.
3. معظمها يذوب ويتفكك في الماء إلى أيوناته.
4. في الحالة الصلبة غير موصلة للتيار الكهربائي أما مصاهيرها ومحاليلها المائية فموصلة.
5. تتميز بلورات المركبات الأيونية بالقوة والصلابة والهشاشة.

1. Solid at room temperature.
2. High melting and boiling points.
3. Mostly soluble in water and dissociate into ions.
4. They conduct electricity in the molten state or in aqueous solution, but not in the solid state.
5. Ionic crystals are hard, brittle, and strong.

Lattice Energy of Ionic Compounds طاقة الشبكة البلورية للمركبات الأيونية

طاقة الشبكة البلورية في المركبات الأيونية: هي الطاقة اللازمة لفصل مول واحد من مركب أيوني صلب إلى أيوناته في الحالة الغازية. تعكس هذه الطاقة قوة التجاذب الكهروستاتيكي بين الأيونات الموجبة والسالبة.

Definition: The energy required to separate one mole of an ionic solid into gaseous ions. It reflects the strength of electrostatic forces between cations and anions.

العوامل المؤثرة فيها:

1. شحنة الأيونات: كلما كانت الشحنة أكبر، زادت قوة التجاذب وارتفعت طاقة الشبكة.
مثال MgO :يمتلك طاقة شبكة أكبر من NaCl لأن Mg^{2+} و O^{2-} يحملان شحنات أعلى.
2. حجم الأيونات: كلما صغر نصف قطر الأيون، زادت قوة التجاذب لأن الأيونات تكون أقرب من بعضها.
مثال NaF :يمتلك طاقة شبكة أكبر من NaI لأن أيون الفلوريد أصغر من أيون اليوديد.

Factors:

1. Ion charge: Higher charges → stronger attraction → higher lattice energy.
Example: MgO > NaCl because Mg^{2+} and O^{2-} carry higher charges.
2. Ion size: Smaller ionic radius → stronger attraction. Example: NaF > NaI because fluoride is smaller than iodide.

أهمية طاقة الشبكة:

1. تساعد على تفسير الصلابة ودرجات الانصهار العالية في المركبات الأيونية.
2. تفسر قابلية الذوبان: إذا كانت طاقة الشبكة كبيرة جدًا، يصعب على الماء التغلب عليها، فيقل ذوبان المركب.
3. ترتبط ارتباطًا مباشرًا بخواص المواد مثل الكثافة والمقاومة الحرارية.

Importance:

- Explains hardness and high melting points.
- Explains solubility: if lattice energy is too high, solubility decreases.
- Directly related to density and thermal resistance.

أمثلة توضيحية

طاقة الشبكة لـ MgO أعلى من NaF لذلك MgO أكثر صلابة ودرجة انصهاره أعلى.
مركبات مثل $SrCl_2$ أو AgCl تختلف طاقاتها تبعًا لحجم وشحنة الأيونات المكوّنة لها.

Illustrative Examples

The lattice energy of MgO is higher than that of NaF, making MgO more solid and having a higher melting point.
Compounds such as $SrCl_2$ or AgCl vary in energy depending on the size and charge of their constituent ions.

خطوات كتابة الصيغة الكيميائية للمركبات الأيونية

Steps for Writing the Chemical Formula of Ionic Compounds

Example: Write the chemical formula of the ionic compound composed of the following two ions.

مثال:

أكتب الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني المتكون من أيون الكلوريد Cl^- وأيون المغنيسيوم Mg^{2+}

Example

Write the chemical formula of the ionic compound formed from chloride ion and magnesium ion.

The solution **الحل:**

يجب اتباع الخطوات التالية:

أولًا: اكتب رمز الأيون الموجب على اليسار والأيون السالب على اليمين

must follow these steps:

First: Write the symbol of the positive ion on the left and the negative ion on the right.

Mg Cl

ثانياً : اكتب الشحنة لكل أيون أسفل منه (بدون الإشارة الموجبة أو السالبة)

Second: Write the charge of each ion below it (without the positive or negative sign)

Mg	Cl
2	1

ثالثاً : نبادل بين أرقام الشحنات.

Third: We exchange between charge numbers

$MgCl_2$

-تكون الشحنات **بأبسط نسبة**، فقد يلزم الاختصار

مثال: صيغة أكسيد السليكون هي SiO_2 وليست Si_2O_4

-إذا **تساوت** أعداد الشحنات فإنها **لا تُكتب**.

مثال: صيغة أكسيد الكالسيوم هي CaO وليست Ca_2O_2

-إذا كان عدد الشحنات **يساوي 1+ أو 1–** فإنه **لا يُكتب**.

مثال: صيغة كلوريد الماغنيسيوم هي $MgCl_2$ وليست Mg_1Cl_2

-الأيونات **عديدة الذرات** توضع **داخل قوسين**.

مثال: صيغة هيدروكسيد الباريوم هي $Ba(OH)_2$ وليست $BaOH_2$

Charges are in their simplest ratio, so abbreviations may be necessary.
For example: The formula for silicon oxide is SiO_2, not Si_2O_4.
If the number of charges is equal, it is not written.
For example: The formula for calcium oxide is CaO, not Ca_2O_2.
If the number of charges is +1 or -1, it is not written.
For example: The formula for magnesium chloride is $MgCl_2$, not Mg_1Cl_2.
Polyatomic ions are enclosed in parentheses.
For example: The formula for barium hydroxide is $Ba(OH)_2$, not $BaOH_2$.

تدريبات exercises

(3-2) اكتب الصيغة الكيميائية للمركبات التالية

Write the chemical formula for the following compounds:

هيدروكسيد الكالسيوم Calcium hydroxide	كبريتات الحديد III Iron III sulfate	كبريتات الصوديوم Sodium sulfate	سيليكات الصوديوم Sodium silicate	كبريتيد الحديد II Iron II sulfide

(3-3) اعتمادًا على الأيونات في الجدول التالي اكتب الصيغ الكيميائية للمركبات ثم اكتب اسم كل مركب أسفل الصيغة.

Based on the ions in the following table, write the chemical formulas of the compounds, then write the name of each compound below Formula.

الأيونات Ions	OH^-	O^{2-}	PO_4^{3-}	NO_3^-	SO_4^{2-}	SO_3^{2-}
Ca^{2+}						
NH_4^+						

(3-4) اعتماد على العناصر التالية املأ الفراغات في الجدول ثم أجب عن الأسئلة اللاحقة:

Based on the following elements, fill in the blanks in the table and then answer the subsequent questions:

$_{19}K$	$_{17}Cl$	$_{8}O$	$_{7}N$	$_{12}Mg$	العنصر Element
					رمز الأيون Symbol of Ion
					عدد الروابط Number of Bonds

a) نوع الرابطة بين (O , N) هو .....
b) نوع الرابطة بين (Mg , O) هو .....
c) نوع الرابطة بين (Mg , Cl) هو .....
d) صيغة المركب الناتج من ارتباط (Mg,N) هي.....
e) صيغة جزيء الأكسجين هي .....
f) أيهما أعلى درجة غليان KCl أم Cl_2O .....

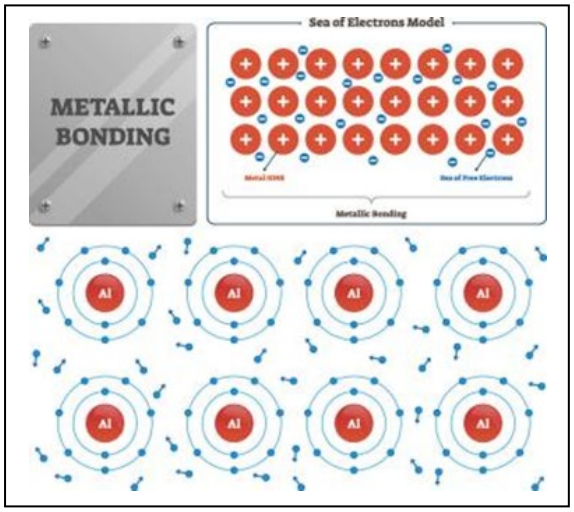
a) The type of bond between (O , N) is ……..
b) The type of bond between (Mg , O) is ……..……..
c) The type of bond between (Mg , Cl) is. ……....
d) The formula of the compound formed by the bonding of (Mg, N) is.....
e) The formula of an oxygen molecule is. ……....
f) Which has the higher boiling point, KCl or Cl_2O …….

Metallic Bond — الرابطة الفلزية

- قوة تجاذب بين أيونات الفلزات الموجبة وبحر الإلكترونات المحيط.
- بحر الإلكترونات هو المسؤول عن العديد من الخصائص المميزة للمعادن.

A force of attraction between positive metal ions and the surrounding sea of electrons.

The sea of electrons is responsible for many of the distinctive properties of metals.



العوامل المؤثرة على قوة الرابطة الفلزية:

- عدد الإلكترونات الحرة.
- مقدار الشحنة الموجبة في النواة.
- حجم ذرة الفلز

Factors Affecting the Strength of a Metallic Bond:

- Number of free electrons.
- Amount of positive charge in the nucleus.
- Size of the metal atom.

The Metals — الفلزات

هي عناصر كيميائية تفقد الإلكترونات لتكوّن أيونات موجبة، وتقع أساسًا في يسار ووسط الجدول الدوري، وتشمل المجموعتين 1 و2 ومعظم العناصر الانتقالية وبعض عناصر المجموعة 13.

"They are chemical elements that lose electrons to form positive ions. They are mainly located in the left and center of the periodic table, including Groups 1 and 2, most transition metals, and some Group 13 elements."

خواص الفلزات:

1. لامعة (لها بريق).
2. قابلة للسحب والطرق.
3. درجة انصهارها عالية.
4. صلبة وعالية الكثافة.
5. جيّدة التوصيل للكهرباء وللحرارة.
6. نشطة كيميائيّاً، وتتفاعل مع الأكسجين لتكون أكاسيد الفلزات، كما أنها تتفاوت في نشاطها الكيميائي.

Properties of Metals:

1. They are shiny and have a luster.
2. They are ductile and malleable.
3. They have a high melting point.
4. They are solid and have a high density.
5. They are good conductors of electricity and heat.
6. They are chemically active, reacting with oxygen to form metal oxides. Their chemical activity also varies.

Exercise answers إجابات التدريبات

(3-1)

H_2SO_4	$Al(NO_3)_3$	$Ca(OH)_2$	Na_2CO_3	المركب Compound
حمض الكبريتيك Sulfuric acid	نترات الألمنيوم Aluminum nitrate	هيدروكسيد الكالسيوم Calcium hydroxide	كربونات الصوديوم Sodium carbonate	الاسم Name
4	9	2	3	عدد ذرات الأكسجين Number of oxygen atoms

(3-2)

كبريتيد الحديد II Iron 11 sulfide	سيليكات الصوديوم Sodium silicate	كبريتات الصوديوم Sodium sulfate	كبريتات الحديد III Iron III sulfate	هيدروكسيد الكالسيوم Calcium hydroxide
FeS	Na_2SiO_3	Na_2SO_4	$Fe_2(SO_4)_3$	$Ca(OH)_2$

(3-3)

الأيونات Ions	OH^-	O^{2-}	PO_4^{3-}	NO_3^-	SO_4^{2-}	SO_3^{2-}
Ca^{2+}	$Ca(OH)_2$	CaO	$Ca_3(PO_4)_2$	$Ca(NO_3)_2$	$CaSO_4$	$CaSO_3$
	هيدروكسيد كالسيوم	أكسيد كالسيوم	فوسفات كالسيوم	نترات كالسيوم	كبريتات كالسيوم	كبريتيت كالسيوم
NH_4^+	NH_4OH	$(NH_4)_2O$	$(NH_4)_3PO_4$	NH_4NO_3	$(NH_4)_2SO_4$	$(NH_4)_2SO_3$
	هيدروكسيد الأمونيوم	أكسيد الأمونيوم	فوسفات الأمونيوم	نترات الأمونيوم	كبريتات الأمونيوم	كبريتيت الأمونيوم

(3-4)

$_{19}K$	$_{17}Cl$	$_{8}O$	$_{7}N$	$_{12}Mg$	العنصر Element
K^+	Cl^-	O^{2-}	N^{3-}	Mg^{2+}	رمز الأيون Symbol of Ion
1	1	2	3	2	عدد الروابط Number of Bonds

a) تساهمية covalent

b) أيونية ionic

c) أيونية ionic

d) Mg_3N_2

e) O_2

f) KCl

04 Covalent Bonds and Compounds 4 - الروابط والمركبات التساهمية

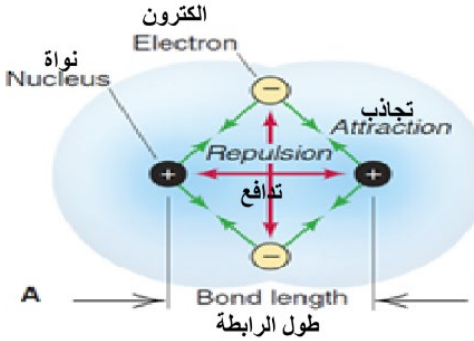
The Covalent Bonding Model نموذج الترابط التساهمي

تتكوّن الروابط التساهمية عندما تتشارك الذرات في الإلكترونات، وتظهر الروابط التساهمية في كل شيء بدءًا من الجزيئات البسيطة مثل H_2 وصولًا إلى الجزيئات الحيوية الضخمة والأيونات عديدة الذرات. ويُعد تشارك الإلكترونات من الطرق الرئيسية لترابط الذرات .

Covalent bonds form when atoms share electrons, and they appear in everything from simple molecules like H_2 to complex biological macromolecules and polyatomic ions. Electron sharing is the one of the main ways atoms bond.

يوجد الهيدروجين في الطبيعة على شكل جزيء H_2 ، أي ذرتين مرتبطتين معًا، لأنه بهذه الطريقة يكون أكثر استقرارًا من وجود كل ذرة وحدها. عندما تقترب الذرتان من بعض، تبدأ قوة التجاذب بين إلكترونات ذرة والنواة الموجبة للذرة الأخرى بالازدياد، وهذه القوة تكون أقوى من قوى التنافر بين الإلكترونات. وعند مسافة معيّنة تسمى طول الرابطة، يحدث توازن بين قوى التجاذب والتنافر، فتتكوّن رابطة تساهمية (الشكل 4.1) تجعل الذرتين مرتبطتين معًا في صورة جزيء H_2 ثابت ومستقر.

Hydrogen exists as H_2 because two atoms are more stable together than alone. As they approach, the system's potential energy decreases—the attraction between electrons and nuclei outweighs repulsion. At the optimal distance, called the bond length, a covalent bond forms (Figure 4.1), creating the stable H_2 molecule instead of separate atoms.



الشكل 4.1 تكوين الرابطة التساهمية في H_2

Figure 4.1 Covalent bond formation in H_2

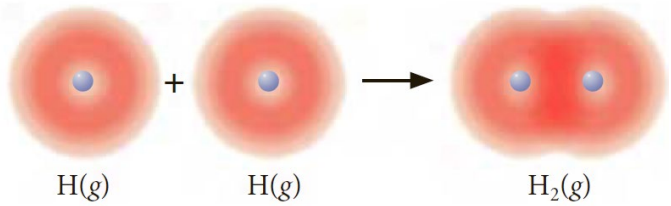
The Formation of a Covalent Bond تكوين الرابطة التساهمية

يتواجد غاز الهيدروجين على شكل جزيء H_2 لأن الذرتين تصبح أكثر استقرارًا عند ارتباطهما معًا من انفصالهما. يتضح هذا الاستقرار من خلال منحنى الطاقة الكامنة.

Hydrogen gas exists as H_2 because two atoms are more stable bonded together than apart. This stability can be seen on the potential energy curve.

وتنشأ الرابطة التساهمية من توازن قوى التجاذب والتنافر، مع زيادة كثافة الإلكترونات بين النوى التي تربط الذرات معًا (الشكل 4.2).

Covalent bond results from the balance of attractive and repulsive forces, with greater electron density between the nuclei holding the atoms together (Figure 4.2).



الشكل 4.2 احتمالية توزع الكثافة الإلكترونية لجزيء H_2

Figure 4.2 The electron probability distribution for the H_2 molecule

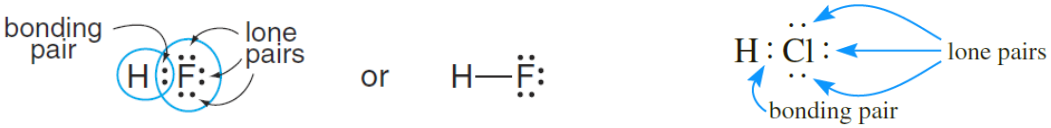
الأزواج الإلكترونية الرابطة والأزواج الإلكترونية غير الرابطة
Bonding Pairs and Lone Pairs

يتم تمثيل **الزوج الإلكتروني المتشارك**، أو **الزوج الرابط**، بواسطة زوج من النقاط أو خط:

The **shared pair,** or **bonding pair,** is represented by a pair of dots or a line:

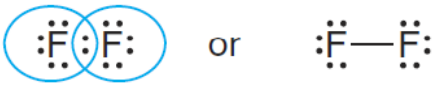
يسمّى زوج الإلكترونات في المستوى الخارجي الذي لا يشارك في الترابط **زوجًا غير رابط** أو **زوجًا غير مشترك**. يملأ زوج الترابط في HF أو HCl المستوى الخارجي لذرة الهيدروجين، ومع ثلاثة أزواج غير رابطة يكتمل المستوى الخارجي لذرة الفلور أيضًا.

An outer-level electron pair that is not involved in bonding is called a **lone pair,** or **unshared pair.** The bonding pair in HF or HCl fills the outer level of the H atom and, together with three lone pairs, fills the outer level of the F atom as well.



في جزيء F_2 يملأ الزوج الرابط وثلاثة أزواج غير رابطة المستوى الخارجي لكل ذرة فلور.

In F_2 the bonding pair and three lone pairs fill the outer level of each F atom.



خصائص الرابطة التساهمية: الرتبة، والطاقة، والطول
Properties of a Covalent Bond: Order, Energy, and Length

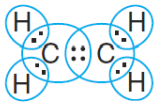
1. رتبة الرابطة Bond Order

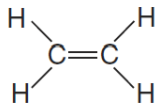
يمثل عدد أزواج الإلكترونات المشتركة بين ذرتين.

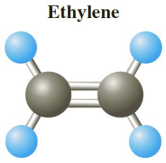
The number of electron pairs shared between two atoms.

- **الرابطة الأحادية:** زوج واحد مشترك ← رتبة الرابطة = **1** (مثل H_2, HF, F_2).
- **Single bond:** 1 shared pair → bond order = **1** (e.g., H_2, HF, F_2).
- **الرابطة الثنائية:** زوجان مشتركان ← رتبة الرابطة = **2** (مثل C=C في الإيثيلين، C_2H_4).

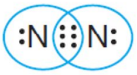
- **Double bond:** 2 shared pairs → bond order = **2** (e.g., C=C in ethylene, C_2H_4).

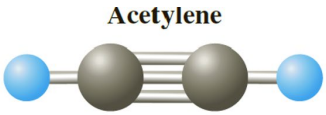


or




- **الرابطة الثلاثية:** 3 أزواج مشتركة ← رتبة الرابطة = **3** (مثال N≡N وC≡C في الأسيتيلين، C_2H_2)
- **Triple bond:** 3 shared pairs → bond order = **3** (e.g., N≡N and C≡C in acetylene, C_2H_2).



or :N≡N:


2. طاقة الرابطة Bond Energy

الطاقة اللازمة لكسر مول واحد من الروابط في الحالة الغازية.

- رتبة رابطة أعلى ← رابطة أقوى ← طاقة رابطة أعلى.
- الروابط الثلاثية > الروابط الثنائية > الروابط الأحادية.

The energy required to break one mole of bonds in the gas phase.

- Higher bond order → stronger bond → higher bond energy.
- Triple bonds > double bonds > single bonds.

3. طول الرابطة Bond Length

متوسط المسافة بين نوى الذرات المرتبطة.

The average distance between the nuclei of bonded atoms.

- رتبة رابطة أعلى ← طول رابطة أقصر.
- Higher bond order → shorter bond length.

C≡C (shortest الأقصر), C=C (intermediate المتوسطة), C–C (longest الأطول)

- **ضمن نفس المجموعة:** ذرات أكبر ← روابط أطول ← روابط أضعف.
- **Within a group**: Larger atoms → longer bonds → weaker bonds.

C–I > C–Br > C–Cl (length الطول), but C–Cl > C–Br > C–I (energy الطاقة)

- **ضمن نفس الدورة:** ذرات أصغر ← روابط أقصر ← روابط أقوى.
- **Within a period**: Smaller atoms → shorter bonds → stronger bonds

C–N > C–O > C–F (length الطول), but C–F > C–O > C–N (energy الطاقة).

✅ **العلاقة بين الخصائص الثلاث:**

- كلما ازدادت رتبة الرابطة ← يقل طول الرابطة وتزداد طاقة الرابطة.
- الروابط الأقوى والأقصر = ثبات أكبر، ولكن غالبًا تكون أقل فعالية.

✅ Relationship Between the Three Properties:

- As bond order increases → bond length decreases and bond energy increases.
- Stronger, shorter bonds = greater stability, but often less reactive.

تدريب (4-1)

رتّب الروابط في كل مجموعة وفق تناقص طول الرابطة ووفق تناقص قوة الرابطة.

Rank the bonds in each set in order of decreasing bond length and decreasing bond strength.

(a) S-F, S-Br, S-Cl **(b)** C=O, C-O, C≡O

الحل:

.....

.....

Naming Molecules تسمية الجزيئات

المركبات الجزيئية الثنائية هي تلك التي تحتوي على عنصرين مختلفين فقط. عند تسمية مثل هذه المركبات، وبالنظر إلى صيغها، تُتَّبع القواعد التالية.

1. تبدأ التسمية باسم العنصر الثاني (على اليمين) في المركب، مضافًا إليه مقطع (-يد)، ومسبوقًا بعدد ذراته في المركب، مثل: أحادي، ثنائي، ثلاثي، وهكذا.
2. تتم تسمية العنصر المكتوب أولًا في المركب، مبتدءًا بال التعريف، ومسبوقًا بعدد ذراته.
3. تُستخدم البادئات التالية حسب عدد ذرات كل عنصر موجود: 1؛ أول، 2؛ ثاني، 3؛ ثالث (ثلاثي)، 4؛ رباعي، 5؛ خماسي، 6؛ سداسي، 7؛ سباعي. لا يُستخدم البادئ أحادي مع اسم العنصر الأول.

Binary molecular compounds are those that contain only two different elements. In naming such compounds, given their formulas, the rules below are followed.

1. Name the first element in the formula first, using its element name, unchanged.
2. Name the second element, using the root of its name and adding the suffix-ide.
3. Use the following prefixes, given the number of each type of atom present: 1, mono-; 2, di-; 3, tri-; 4, tetra-; 5, penta-; 6, hexa-; 7, hepta-. Mono- is not used as a prefix for the name of the first element.

Examples: أمثلة

CO → carbon monoxide أول اكسيد الكربون
CO_2 → carbon dioxide ثاني أكسيد الكربون
NO → nitrogen monoxide أول أكسيد النتروجين
NO_2 → nitrogen dioxide ثاني أكسيد النتروجين
N_2O_5 → dinitrogen pentoxide خماسي أكسيد ثنائي النتروجين
PCl_3 → phosphorus trichloride ثلاثي كلوريد الفوسفور
SF_6 → sulfur hexafluoride سداسي فلوريد الكبريت
Cl_2O_7 → dichlorine heptoxide سباعي أكسيد ثنائي الكلور

Electronegativity (EN) الكهروسالبية

الكهروسالبية هي قدرة الذرات في الجزيء على جذب الإلكترونات نحوها. في الجدول الدوري (الشكل 4.3)، تزداد الكهروسالبية من اليسار إلى اليمين عبر الدورة. وكذلك تزداد من الأسفل إلى الأعلى عبر المجموعة.

Electronegativity (EN) is the ability of atoms in a molecule to attract electrons to itself. On the periodic chart (Figure 4.4) , electronegativity increases as you go from left to right across a row. from the bottom to the top of a column.

قيم الكهروسالبيّة لمجموعة من عناصر الجدول الدوريّ

1 H 2.20																
3 Li 0.98	4 Be 1.57											5 B 2.04	6 C 2.55	7 N 3.04	8 O 3.44	9 F 3.98
11 Na 0.93	12 Mg 1.31											13 Al 1.61	14 Si 1.90	15 P 2.19	16 S 2.58	17 Cl 3.16
19 K 0.82	20 Ca 1.00	21 Sc 1.36	22 Ti 1.54	23 V 1.63	24 Cr 1.66	25 Mn 1.55	26 Fe 1.83	27 Co 1.88	28 Ni 1.91	29 Cu 1.90	30 Zn 1.65	31 Ga 1.81	32 Ge 2.01	33 As 2.18	34 Se 2.55	35 Br 2.96
37 Rb 0.82	38 Sr 0.95	39 Y 1.22	40 Zr 1.33	41 Nb 1.6	42 Mo 2.16	43 Tc 2.10	44 Ru 2.2	45 Rh 2.28	46 Pd 2.20	47 Ag 1.93	48 Cd 1.69	49 In 1.78	50 Sn 1.96	51 Sb 2.05	52 Te 2.1	53 I 2.66
55 Cs 0.79	56 Ba 0.89	57 La 1.10	72 Hf 1.3	73 Ta 1.5	74 W 1.7	75 Re 1.9	76 Os 2.2	77 Ir 2.2	78 Pt 2.2	79 Au 2.4	80 Hg 1.9	81 Tl 1.8	82 Pb 1.8	83 Bi 1.9	84 Po 2.0	85 At 2.2
87 Fr 0.7	88 Ra 0.9	89 Ac 1.1														

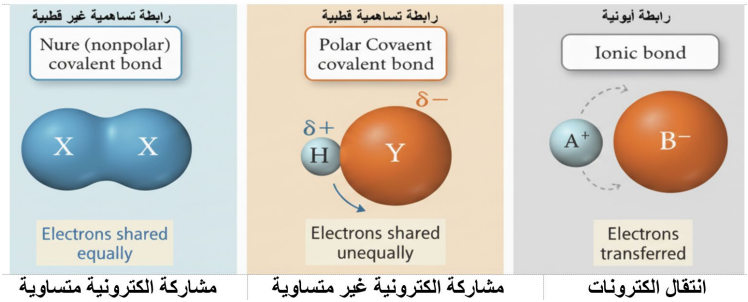
هلز
شبه هلز
لاهلز

الشكل 4.3 الكهروسالبية وفق مقياس باولنغ Figure 4.3 The Pauling electronegativity

The Electronegativity Difference (ΔEN) and Bond Polarity الفرق في الكهروسالبية (ΔEN) وقطبية الرابطة

الفرق بين قيم الكهروسالبية للذرات المرتبطة يرتبط مباشرةً بقطبية الرابطة. ويتراوح من 0.0 في الرابطة التساهمية غير القطبية في العناصر الثنائية الذرة مثل H_2 أو O_2 أو Cl_2، وصولًا إلى 3.3، وهو الفرق بين أكثر الذرات كهروسالبية، الفلور (4.0)، وأكثرها كهروموجبية، السيزيوم (0.7)، في المركب الأيوني CsF.

The difference between the electronegativity values of the bonded atoms is directly related to the polarity of the bond. It ranges from 0.0 non-polar covalent bond in a diatomic element, such as H_2, O_2, or Cl_2, all the way up to 3.3, the difference between the most electronegative atom, F (4.0), and the most electropositive, Cs (0.7), in the ionic compound CsF.



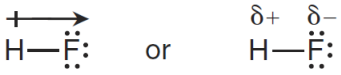
الشكل 4.4 الفرق في الكهروسالبية (ΔEN) وأنواع الروابط
Figure 4.4 The Electronegativity difference (ΔEN) and types of bonds

الروابط التساهمية غير القطبية: عندما ترتبط ذرات متماثلة (H_2, F_2, Cl_2) تكون مشاركة الإلكترونات متساوية.

Nonpolar covalent bonds: When identical atoms bond (H_2, F_2, Cl_2), electron sharing is equal.

الرابطة التساهمية القطبية: عند ارتباط ذرات ذات كهروسالبية مختلفة، مثل H (2.1) و F (4.0) في HF، لا يتوزع زوج الإلكترونات الرابط بالتساوي. هذا التوزيع غير المتكافئ يؤدي إلى تكوّن قطبية، ويُمثَّل بسهم قطبي (→) يشير نحو الذرة ذات الشحنة الجزئية السالبة ($\delta-$) أو بالرمزين $\delta+$ و $\delta-$. وكلما ازداد فرق الكهروسالبية (ΔEN) زادت الشحنات الجزئية وارتفعت الصفة الأيونية الجزئية.

Polar covalent bond: Whenever atoms of different electronegativities form a bond, such as H (2.1) and F (4.0) in HF, the bonding pair is shared unequally. This unequal distribution of electron density results in a polar covalent bond. It is depicted by a polar arrow (→) pointing toward the partially negative atom or by the symbols $\delta+$ and $\delta-$. A greater ΔEN leads to larger partial charges and higher ionic character.



مثال 2: HF

Example 2: HF

$$H^{\delta+} — F^{\delta-}$$

تظهر الرموز $\delta+$ و $\delta-$ الشحنات الجزئية الموجبة والسالبة.

$\delta+$ and $\delta-$ symbols show partial positive and negative charges.

مثال 3: استخدم قيم الكهروسالبية (الشكل 4.5) لترتيب الروابط التالية وفق ازدياد القطبية.

Example 3: Use electronegativity values (Figure 4.5) to arrange the following bonds in order of increasing polarity.

P-H, H-O, C-Cl.

(EN): P-H, 0.0; H-O, 1.4; C-Cl, 0.5:

P-H < C-Cl < H-O

تدريب (2-4)

(أ) استخدم سهمًا قطبيًا لتوضيح قطبية كل رابطة:

(a) Use a polar arrow to indicate the polarity of each bond:

N-H, F-N, I-Cl.

(ب) رتّب الروابط التالية وفق ازدياد القطبية ووفق تناقص النسبة المئوية للصفة الأيونية.

(b) Rank the following bonds in order of increasing polarity and decreasing percent ionic character.

H—N, H—O, H—C.

الحل:

.....

.....

.....

Coordinate Covalent Bond — الرابطة التساهمية التناسقية

الرابطة التناسقية (وتسمى أيضًا الرابطة التساهمية التناسقية) هي رابطة تساهمية (زوج مشترك من الإلكترونات) يأتي فيها كلا الإلكترونين من نفس الذرة.

A coordinate bond (also called a dative covalent bond) is a covalent bond (a shared pair of electrons) in which **both** electrons come from the same atom.

مثال 4: أيون الأمونيوم NH_4^+

Example 4: Ammonium Ion NH_4^+

H^+ has no electrons — H^+ ليس لديه إلكترونات

N has lone pair — N لديه زوج غير رابط

Can still get 2 e^- s shared between them — لا يزال بالإمكان الحصول على إلكترونين مشتركين بينهما

$$H^+ + :NH_3 \longrightarrow \left[H:\underset{\cdot\cdot}{\overset{H}{N}}:H \right]^+$$

Exercise answers — إجابات التدريبات

1. (a) Bond length طول الرابطة: S-Br > S-Cl > S-F

Bond strength قوة الرابطة: S-F > S-Cl > S-Br

(b) Bond length طول الرابطة: C-O > C=O > C≡O

Bond strength قوة الرابطة: C≡O > C=O > C-O

2. (a) $\overleftarrow{N—H}$, $\overleftarrow{F—N}$, $\overrightarrow{I—Cl}$

(b) H–C < H–N < H–O

H—O > H—N > H—C

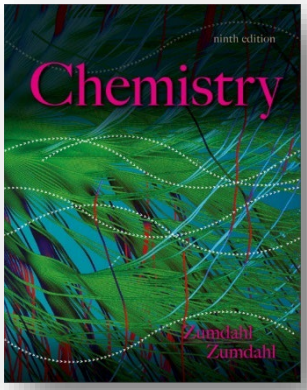
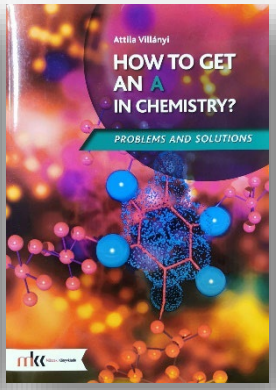
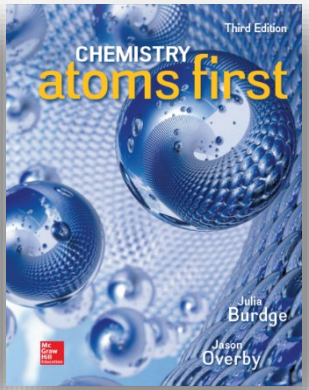
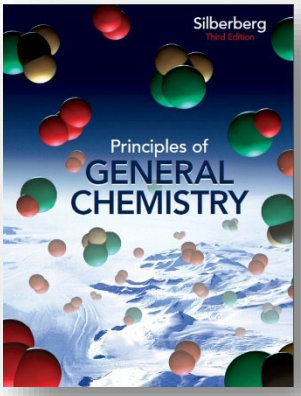
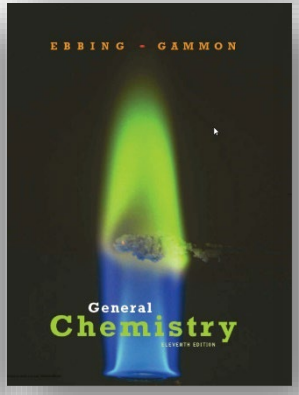
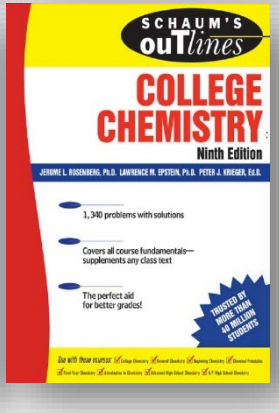
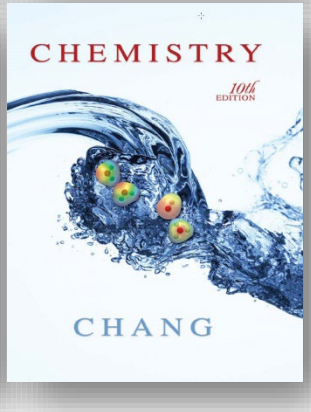
PERIODIC TABLE

	1.	2.	3.	4.	5.	6.	7.	8.	9.	10.	11.	12.	13.	14.	15.	16.	17.	18.
	I.A																	VIII. A
1.	2.1 **1** **H** 1.0	II. A											III. A	IV. A	V. A	VI. A	VII. A	2 **He** 4.0
2.	1.0 **3** **Li** 6.9	1.5 **4** **Be** 9.0											2.0 **5** **B** 10.8	2.5 **6** **C** 12.0	3.0 **7** **N** 14.0	3.5 **8** **O** 16.0	4.0 **9** **F** 19.0	**10** **Ne** 20.2
3.	0.9 **11** **Na** 23.0	1.2 **12** **Mg** 24.3	III. B	IV. B	V. B	VI. B	VII. B	VIII. B			I. B	II. B	1.5 **13** **Al** 27.0	1.8 **14** **Si** 28.1	2.1 **15** **P** 31.0	2.5 **16** **S** 32.0	3.0 **17** **Cl** 35.5	**18** **Ar** 40.0
4.	0.8 **19** **K** 39.1	1.0 **20** **Ca** 40.1	1.3 **21** **Sc** 45.0	1.5 **22** **Ti** 47.9	1.6 **23** **V** 50.9	1.6 **24** **Cr** 52.0	1.5 **25** **Mn** 54.9	1.8 **26** **Fe** 55.8	1.8 **27** **Co** 58.9	1.8 **28** **Ni** 58.7	1.9 **29** **Cu** 63.5	1.6 **30** **Zn** 65.4	1.6 **31** **Ga** 69.7	1.8 **32** **Ge** 72.6	2.0 **33** **As** 74.9	2.4 **34** **Se** 79.0	2.8 **35** **Br** 79.9	**36** **Kr** 83.8
5.	0.8 **37** **Rb** 85.5	1.0 **38** **Sr** 87.6	1.3 **39** **Y** 88.9	1.4 **40** **Zr** 91.2	1.6 **41** **Nb** 92.9	1.8 **42** **Mo** 95.9	1.9 **43** **Tc** [98]	2.2 **44** **Ru** 101.1	2.2 **45** **Rh** 102.9	2.2 **46** **Pd** 106.4	1.9 **47** **Ag** 107.9	1.7 **48** **Cd** 112.4	1.7 **49** **In** 114.8	1.8 **50** **Sn** 118.7	1.9 **51** **Sb** 121.8	2.1 **52** **Te** 127.6	2.5 **53** **I** 126.9	**54** **Xe** 131.3
6.	0.7 **55** **Cs** 132.9	0.9 **56** **Ba** 137.3	1.1 **57** **La** 138.9	1.3 **72** **Hf** 178.5	1.5 **73** **Ta** 180.9	1.7 **74** **W** 183.8	1.9 **75** **Re** 186.2	2.2 **76** **Os** 190.2	2.2 **77** **Ir** 192.2	2.2 **78** **Pt** 195.1	2.4 **79** **Au** 197.0	1.9 **80** **Hg** 200.6	1.8 **81** **Tl** 204.4	1.8 **82** **Pb** 207.2	1.9 **83** **Bi** 209.0	2.0 **84** **Po** [209]	2.2 **85** **At** [210]	**86** **Rn** [222]
7.	0.7 **87** **Fr** [223]	0.9 **88** **Ra** [226]	1.1 **89** **Ac** [227]	**104** **Rf** [261]	**105** **Db** [262]	**106** **Sg** [266]	**107** **Bh** [264]	**108** **Hs** [269]	**109** **Mt** [268]	**110** **Ds** [271]	**111** **Rg** [272]	**112** **Cn** [285]	**113** **Nh** [284]	**114** **Fl** [289]	**115** **Mc** [289]	**116** **Lv** [293]	**117** **Ts** [294]	**118** **Og** [294]

EN*
atomic number
Chem. symbol
relative atomic mass

1.1 **58** **Ce** 140.1	1.1 **59** **Pr** 140.9	1.1 **60** **Nd** 144.2	1.1 **61** **Pm** [145]	1.2 **62** **Sm** 150.4	1.2 **63** **Eu** 152.0	1.2 **64** **Gd** 157.3	1.2 **65** **Tb** 158.9	1.2 **66** **Dy** 162.5	1.2 **67** **Ho** 164.9	1.2 **68** **Er** 167.3	1.2 **69** **Tm** 168.9	1.1 **70** **Yb** 173.0	1.2 **71** **Lu** 175.0
1.3 **90** **Th** 232.0	1.5 **91** **Pa** 231.0	1.4 **92** **U** 238.0	1.3 **93** **Np** [237]	1.3 **94** **Pu** [244]	1.3 **95** **Am** [243]	1.3 **96** **Cm** [247]	1.3 **97** **Bk** [247]	1.3 **98** **Cf** [251]	1.3 **99** **Es** [252]	1.3 **100** **Fm** [257]	1.3 **101** **Md** [258]	1.3 **102** **No** [259]	1.3 **103** **Lr** [262]

* EN: electronegativity

المصادر والمراجع العلمية

- وزارة التعليم . سلسلة مقررات الكيمياء في المرحلة الثانوية (نظام المسارات) ، المملكة العربية السعودية ، 2025 .
- Burdge , Julia and Jason Overby . Chemistry - atoms first , Third Edition . USA : McGraw-Hill , 2018 .
- Chang, Raymond. Chemistry, Tenth Edition. USA: McGraw-Hill, 2010.
- Ebbing , Darrell D and Steven D. Gammon . General Chemistry , Eleventh Edition . USA : Cengage Learning , 2015 .
- Rosenberg , Jerome L and Others . Schaum's Outline Theory and Problems of College Chemistry , Ninth Edition . USA : McGraw-Hill , 2007 .
- Silberberg , Martin S . Principles of General Chemistry , Third Edition . USA : McGraw-Hill , 2013 .
- Villanyi , Attila . How to Get an A in Chemistry ? , Budapest : Muszaki KonyvKiado , 2021 .
- Zumdahl , Steven S and Susan A. Zumdahl . Chemistry , Ninth Edition . USA : Brooks Cole , 2014 .